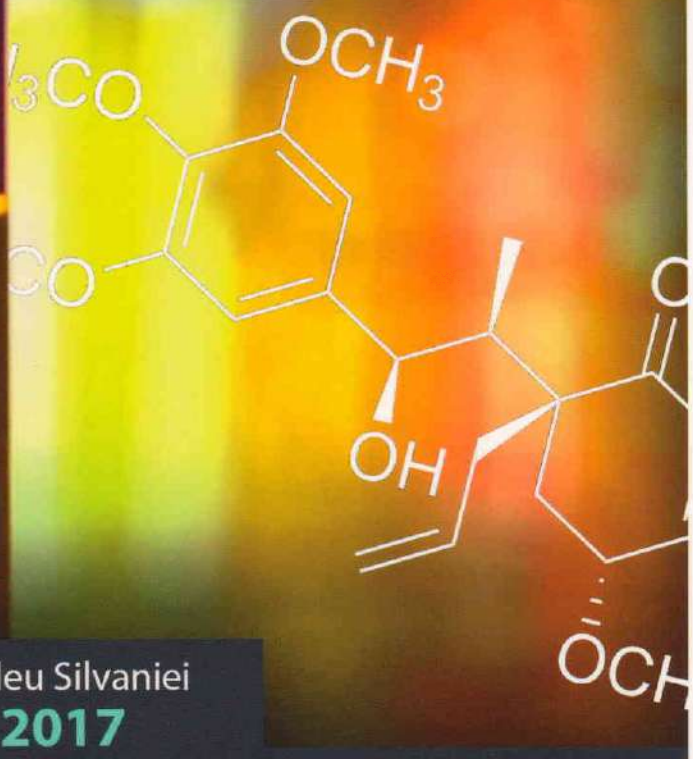
Erasmus+

CEEA

Mircea Brăban
coordonator

EXPERIMENTE DE CHIMIE

o abordare europeană



Șimleu Silvaniei
2017

Mircea BRĂBAN (coordonator)

EXPERIMENTE DE CHIMIE - O ABORDARE EUROPEANĂ

MIRCEA BRĂBAN (coordonator)

EXPERIMENTE DE CHIMIE
O ABORDARE EUROPEANĂ

2017 Șimleu Silvaniei

Mircea BRĂBAN (coordonator)

EXPERIMENTE DE CHIMIE - O ABORDARE EUROPEANĂ

AUTORI:

- **Mircea Brăban; Balázs Marika** * Colegiul Național ”Simion Bărnuțiu” Șimleu Silvaniei; ROMÂNIA (RO)

- **Michael Grünwald; Franc Berktold; Markus Schwärzler** * Höhere Technische Bundes- Lehr- und Versuchsanstalt, Dornbirn, AUSTRIA (AT)

- **Dimitra Fraggidou** * Ekpedeftiria Vassiliadi, Thessaloniki, GRECIA (GR)

- **Jan de Schipper; Louise van den Oever; Isabella Weijgand; Ronald van Dokkum; Ronald de Goede; Johan van Waarde *** SG Helinium, Hellevoetsluis, OLANDA (NL1)

- **Jarno Timmermans; Danielle Schouten** * Christelijke Scholengemeenschap Comenius College, Rotterdam, OLANDA (NL2)

- **Öznur Kutbay; Ragıp Kayaalp; Necdet Keleşoğlu; Fatma Yalınyiğit** * Ozel Samsun Egitim Sentezi, Samsun, TURCIA (TR)

Traducerea din limba engleză în limba română realizată de:
Mircea Brăban; Anca Ioana Mureșan; Gabriela Rodica Domuța; Andra Brăban.

ISBN 978-973-0-24003-0

CUVÂNT ÎNAINTE

Chimia este prin excelență o disciplină experimentală. Legile chimiei, derularea proceselor chimice, interacțiile materiei în diferite contexte pot fi înțelese mai bine dacă teoria se îmbină cu practica experimentală. Experimentul de chimie trebuie să fie o practică obișnuită în laborator.

Trăim o epocă a comunicațiilor realizate practic instantaneu, trăim vremuri în care ne înconjurăm cu o multitudine de dispozitive electronice care susțin atât comunicarea cât și accesul la informație. Informația găzduită de medii online este diversă, în cantitate uriașă și este la îndemâna tuturor. În timp ce în anul 1900 cantitatea de informație se dubla la fiecare 100 ani iar în anul 1945 timpul necesar dublării cantității de informație era 25 de ani actualmente se apreciază că informația se dublează într-un timp de aproximativ 1 an, cu șanse foarte mari ca acest interval de timp să scadă drastic în fereastra temporală dintre redactarea acestei cărți și tipărirea ei. Această putere, pe care o are societatea informațională, vine însă cu un neajuns. Informația există, este foarte multă, este din ce în ce mai ușor de accesat, dar cunoșterea oamenilor este limitată deci nu toată informația de care vorbim poate fi procesată cu acuratețe și cu succes.

Dacă luăm cazul diferitelor înregistrări video, disponibile online, în care se prezintă fenomene sau reacții chimice, observăm că foarte multora dintre ele le lipsește tocmai componenta pedagogică care le poate face accesibile unei categorii cât mai largi de public. Fenomene și transformări neașteptate, prezentate într-o manieră spectaculoasă, care-l lasă pe privitor uimit sunt disponibile online într-un număr incredibil de mare. Ce rămâne însă în mintea privitorului când explozia s-a stins, interacția chimică s-a încheiat sau coloranția s-a schimbat ... când filmul vizionat s-a terminat?!?

Această observație formulată ca o întrebare și-a găsit răspuns într-un proiect de parteneriat strategic Erasmus+, în care șase școli, din diferite colțuri ale Europei, și-au propus să prezinte o versiune cu nuanțe pedagogice privind abordarea fenomenelor de chimie prezentate publicului și la orele de chimie din liceu. Nu este suficient să arătăm ce se întâmplă în cursul unei reacții chimice ... întâi trebuie să pregătim privitorul/participantul, trebuie să-i demonstrăm și să-i explicăm fenomenul după ce acesta a avut loc, să facem prezentarea riscurilor aferente manipulării substanțelor folosite, a hazardului pe care-l reprezintă pentru mediu sau pentru sănătatea celor din jur produșii de reacție, să modelăm procesul chimic în cauză cu ajutorul ecuațiilor reacțiilor chimice ... pe scurt trebuie să depășim etapa de ilustrare doar a fenomenului și să ajungem la un nivel superior, de înțelegere a

acestuia cu toate componentele aferente procesului chimic pe care-l descrie.

În încercarea de a realiza acest deziderat:

Colegiul Național ”Simion Bărnuțiu” Șimleu Silvaniei; ROMÂNIA (RO)

împreună cu cei cinci parteneri care au acceptat provocarea:

- Höhere Technische Bundes- Lehr- und Versuchsanstalt, Dornbirn, AUSTRIA (AT)
- Ekpedeftiria Vassiliadi, Thessaloniki, GRECIA (GR)
- SG Helinium, Hellevoetsluis, OLANDA (NL1)
- Christelijke Scholengemeenschap Comenius College, Rotterdam, OLANDA (NL2)
- Ozel Samsun Egitim Sentezi, Samsun, TURCIA (TR)

și-au dat mâna în cadrul unei colaborări internaționale de doi ani (2015-2017), realizată sub umbrela acțiunilor comunitare Erasmus+, prin proiectul de parteneriat strategic ”Chemistry Experiments a European Approach” (Experimente de chimie - o abordare europeană), proiect cu numărul 2015-1-RO01-KA219-015157, pentru a încerca să facă fenomenele de chimie studiate la liceu (și chiar și la gimnaziu) inteligibile și ilustrative pentru un public cât mai larg, inclusiv cel care nu este de specialitate.

La încheierea proiectului se pun în evidență o serie de rezultate:

- o colecție de 190 înregistrări video ale unor experimente de chimie desfășurate în școală, înregistrări care sunt disponibile pe un canal public YouTube și care pot fi prezentate frontal sau pot reprezenta o bază de pornire a unor lucrări experimentale realizate la orele de chimie, a majorității unităților de învățământ liceal europene.

- prezentul manual experimental, ca un suport teoretic pentru fenomenele de natură chimică prezentate în înregistrările video menționate, manual editat în limba engleză și tradus în limbile: română, greacă, turcă.

- o aplicație software care rulează în SO Windows și care gestionează o bază de date offline de înregistrări video cu experimente de chimie, aplicație care la origini cuprinde o bază de date cu cele 190 de experimente de chimie elaborate de participanți și care se poate extinde în funcție de experiența profesională și nevoile utilizatorului.

Prin aceste auxiliare didactice, create prin proiect, dorim să venim în întâmpinarea cadrelor didactice care predau chimia, pentru a le oferi atât o bază teoretică cât și una metodologică pentru pregătirea lucrărilor experimentale de la orele de chimie, pentru ilustrarea, în cadrul unor secvențe de învățare, a anumitor fenomene sau tehnici pe care nu le pot aplica în școală, pentru a extinde gama activităților

experimentale de la disciplina predată cu noi elemente practice, care să facă din chimie, nu Cenușăreasa responsabilă pentru ploile acide, ci disciplina care deschide mintea copiilor și îi învață câte ceva despre minunile lumii.

De asemenea venim în întâmpinarea nevoilor elevilor pasionați de chimie, care doresc să afle mai mult, care doresc să aprofundeze tehnicile experimentale, învățând noi metode sau poate doar abordări diferite, vizualizând noi fenomene și încercând să realizeze ce se ascunde în spatele lor și ce beneficii poate trage omenirea de pe urma îmblânzirii elementelor.

Cele trei produse finale s-au elaborat cu foarte multă muncă, cu un dialog susținut în cadrul echipelor de lucru și între echipe din școli diferite. Activitățile care au permis realizarea acestor materiale au reprezentat o provocare pentru participanți. Pe măsură ce proiectul avansa, cerințele erau din ce în ce mai mai mari, mai multe și mai cronofage. Realizarea și postarea online, a unei înregistrări video a unui proces chimic nu este simplă. Echipele au coagulat în jurul lor specialiști cu multiple competențe implicați în pregătirea și realizarea experimentelor de chimie: persoane care și-au asumat înregistrarea video sau a fotografiilor realizate pe parcursul experimentului, specialiști care, grație cunoștințelor de limbă engleză, au asigurat realizarea materialelor folosind o limbă de circulație mondială (engleza) care este și limba de comunicare în proiect, experți în operarea cu software specific de editare video, sunet și imagine, de editare documente și design carte, membri ai echipelor implicați în diferite acțiuni de publicitate și diseminare, colegi cu rol în managementul propriu zis al proiectului făcând fie monitorizare, evaluare sau management financiar. De multe ori oamenii implicați au învățat din mers, în timp ce lucrau la produsele finale, cum să înregistreze și să editeze diferite materiale, cum să scoată în evidență esența fenomenului prezentat, cum să găsească echilibrul între rigoarea științifică și necesitatea de a prezenta lucrurile la nivelul unui elev de liceu.

Sarcinile multiple și variate, care erau prevăzute pentru un parteneriat de trei ani, au trebuit realizate în doi ani, încărcând toate echipele cu un volum de muncă uriaș, ale cărui roade se culeg la finalul proiectului și după încheierea acestuia, odată cu postarea online a video-urilor, odată cu editarea și distribuirea manualului experimental, odată cu multiplicarea programului informatic de utilizare a colecției de înregistrări și mai ales odată cu feedback-ul pe care îl așteptăm de la colegi din alte unități de învățământ, beneficiari ai muncii noastre, pentru a vedea care este utilitatea demersului nostru.

Se cuvine, ca la finalul proiectului, care este de fapt începutul vieții prezentei publicații, să le transmitem echipelor de management din

unitățile partenere toată considerația și recunoștința pentru sprijinul acordat echipelor de proiect proprii, pentru atitudinea suportivă și managementul eficient al riscurilor.

Colegilor implicați în acțiunile din cadrul proiectului le transmitem sentimente de apreciere pentru munca depusă, ridicăm pălăria în fața celor care au reușit să îmbine munca de calitate cu respectarea termenelor și a coordonatelor asumate, care au reușit cu răbdare, pasiune, perseverență să transmită produselor elaborate rigoarea științifică ce-i caracterizează, să le dea o tușă de personalitate și să dovedească faptul că a gândi diferit poate fi compatibil cu substantivele ”colaborare” și ”parteneriat”.

Pentru tot efortul lor, a tuturor actorilor din cadrul acestui proiect, apreciere, recunoștință și multe mulțumiri.

Mircea BRĂBAN

coordonator proiect

STIMAȚI CITITORI,

Ne pare bine că am reușit să vă facem curioși și că ați deschis această carte.

Conținutul acesteia este destinat elevilor de liceu precum și profesorilor care le predau. La vârsta lor, elevii abia au făcut cunoștință cu chimia și cu fenomenele chimice. Noi, profesorii lor, suntem familiari cu rigoarea aspectelor științifice prezentate în acest volum, totuși, de dragul lor, al elevilor, am decis să reducem cât se poate complexitatea formulărilor pentru a le face cât mai comprehensibile. Din această cauză am decis să folosim o scriere cât mai simplificată pentru ecuațiile reacțiilor chimice. Acolo unde era posibil, am ignorat interacțiile cu solventul, astfel ecuațiile ionice nu se regăsesc decât sporadic în carte, disociația ionilor și fenomenul de solvatare al acestora fiind voit omise în multe cazuri. Aceste elemente științifice vor fi mai târziu prezentate elevilor, în momentul în care bagajul lor informațional le va permite acest lucru.

Experimentele descrise în prezentul manual trebuiesc realizate numai de către personalul calificat care cunoaște riscurile operării cu diferiți reactivi și aparatură chimică specifică. Acolo unde este posibil elevii vor realiza experimente, sau etape ale acestora, numai împreună și sub supravegherea profesorului. Întotdeauna purtați echipament de protecție aferent riscurilor prezentate de reactivii folosiți: halat, ochelari de protecție, mănuși, etc. Eliminați reziduurile rezultate în funcție de periculozitatea lor în acord cu legislația din domeniu, în vigoare.

Cu toate că autorii au descris experimentele în modul cel mai corect cu putință ei își rezervă dreptul de nu fi trași la răspundere pentru limite privind corectitudinea, completitudinea sau calitatea informației prezentate sau pentru daunele survenite în manipularea defectuoasă, escaladarea situației sau nerespectarea regulilor care se aplică pe parcursul procedurilor experimentale.

AMESTECURI OMOGENE ȘI ETEROGENE

PREZENTARE GENERALĂ

Un amestec se referă la două sau mai multe substanțe care nu reacționează între ele din punct de vedere chimic și cărora li se păstrează proprietățile. În viața de zi cu zi întâlnim multe materiale care sunt amestecuri de mai multe substanțe. Aceste amestecuri pot să fie omogene sau eterogene. Un amestec omogen este unul în care compoziția și proprietățile sunt aceleași în toate punctele amestecului. Un amestec eterogen este unul în care se pot distinge componenții, în general putându-se pune în evidență diferențe de fază. În cele ce urmează încercăm să punem în evidență diferențele dintre amestecurile omogene și eterogene.[1]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru aceasta folosim șase eprubete, toate conținând aproximativ 3 mL de apă, în care adăugăm pe rând: nisip, cerneală, vin, sare, zahăr și ulei.[2]

Urmăriți efectele amestecării celor două substanțe în fiecare caz. Analizați aspectul fiecărui amestec din eprubete. În cazul în care avem un amestec de solid și lichid (de exemplu apă cu nisip) observăm cele două faze care coexistă. Acest amestec este unul eterogen. Tot un amestec eterogen, în care avem două faze nemiscibile, observăm în cazul apei amestecată cu ulei.

În cazul în care un component se dizolvă în celălalt (cazul apei cu zahăr, apei cu cerneală, apei cu vin sau apei cu sare se formează soluții, care sunt amestecuri omogene.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu se pun în evidență precauții speciale când se manipulează amestecurile studiate.

CONCLUZII

Cu toate că apa este unul dintre cei mai răspândiți solvenți, aceasta nu are capacitatea de a dizolva toate substanțele. De aceea apa cu nisip formează amestecuri eterogene. Uleiul are molecule nepolare în timp ce apa este polară. Asocierea acestor două lichide determină apariția unei

suprafețe de separare între lichide, datorită lipsei de afinitate între molecule, lichidul cel mai puțin dens (uleiul) fiind la suprafață.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Amestecurile omogene se pot elimina la canal. Amestecul de nisip cu apă se filtrează înainte de a se arunca nisipul la gunoi și apa la canal.

Amestecul de apă cu ulei se separă, fie prin decantare, fie cu pâlnia de separare, uleiul se aruncă în containere destinate colectării solvenților organici în timp ce apa se aruncă la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Amestec omogen apă cu sare de bucătărie (NaCl).

Fig 2. Amestec omogen apă cu zahăr.

Fig. 3 Amestec omogen apă cu vin.

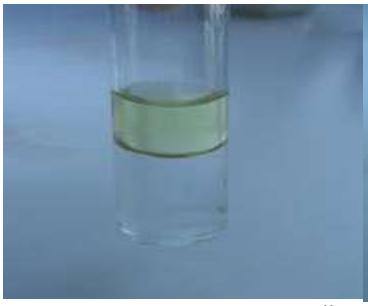


Fig. 4 Amestec eterogen apă cu ulei.

Fig. 5 Amestec eterogen apă cu nisip.

Fig. 6 Amestec omogen apă cu cerneală.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Mixture
2. Chemistry, Second year of junior high school, Laboratory Guide, S. Avramiotis, V. Aggelopoulos, G. Kapelonis, P. Sinigalias, D. Spantidis, A. Triakliti, G.Filos, Agency for Educational Research books.

SEPARAREA COMPONENȚILOR UNUI AMESTEC PRIN EVAPORARE

PREZENTARE GENERALĂ

Una din marile bogății ale tărilor din centrul continentului a reprezentat-o, din cele mai vechi timpuri, sarea care se extrăgea în stare solidă din saline. Impozitele pe sare i-au făcut pe unii regi bogați, anumite regiuni prospere și comerțul înfloritor.

Țările riverane cu mările sau oceanele au obținut sare din apa de mare prin procedee de evaporare a apei și de concentrare a sării. Renumitele *marais sallants* se utilizează încă și acum în anumite locuri. Acest procedeu, realizat la scară mică, în laborator, este un bun exemplu prin care se poate ilustra prezența unui component solid (sarea de bucătărie NaCl) într-o soluție lichidă și se poate aplica o metodă de a separa cei doi componenți ai soluției.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Adăugați 10 g clorură de sodiu (sare de bucătărie), într-un pahar Berzelius cântărit în prealabil. Notați masa paharului și a sării adăugate. Adăugați 50 mL de apă și agitați pentru a asigura dizolvarea sării. Analizați aspectul amestecului rezultat în termeni de aspect, culoare, limpezime, etc.

Așezați paharul pe o plită electrică și încălziți conținutul pentru a asigura evaporarea solventului (a apei). Observați că în timp solventul se evaporă și pereții paharului rămân acoperiți cu o pojghiță solidă albă: sarea de bucătărie care nu a părăsit paharul în urma încălzirii. [1]

Cântăriți paharul cu sarea rămasă. Recoltați sarea rămasă în pahar și cântăriți-o separat. Explicați rezultatele obținute.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu se pun în evidență fraze de risc la operarea cu substanțele menționate.

CONCLUZII

Apa are rol de solvent pentru amestecul analizat. Prin încălzire aceasta se evaporă fără ca sarea să o însoțească, întrucât, în condițiile date sarea nu se poate evapora. Dacă trecem vaporii de apă printr-o zonă rece putem să-i condensăm și să-i colectăm. La încălzire suficient de îndelungată apa părăsește complet sistemul iar sarea rămâne integral în paharul Berzelius asigurându-se astfel completa separare a celor doi

componenți care înainte de încălzire formau un amestec omogen: o soluție. Cântărind paharul se observă că aceasta are masa inițială pe care a avut-o înainte de adăugarea apei, semn că prin încălzire nu se pierde deloc sare.

Un procedeu similar este folosit la scară industrială pentru obținerea sării de bucătărie din apa de mare. Pentru aceasta apa de mare este introdusă în bazine puțin adânci de unde apa se evaporă datorită căldurii soarelui și a brizei. Apa evaporată se completează cu o nouă cantitate de apă de mare, ce conține o nouă cantitate de săruri. La un moment dat, soluția devine saturată și sarea începe să cristalizeze sub forma unui solid care este recoltat și prelucrat în funcție de nevoi. În țările nordice, unde insolația este mai puțin intensă, procedeul este ușor diferit. Dacă temperaturile sunt scăzute (iarna), apa de mare îngheață în bazine. Gheața care se formează la suprafață nu conține sare. Ea este spartă, este colectată în mod repetat și fiind scoasă afară din sistem face ca soluția rămasă să fie din ce în ce mai concentrată, apoi se aplică procedeul evaporării pentru a putea recolta sarea.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

La finalul experimentului sarea poate fi aruncată la gunoi sau dizolvată în apă și aruncată la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Soluție de saramură.

Fig. 2 Încălzirea soluției și evaporarea solventului.

Fig. 3 Sarea, inițial dizolvată în soluție.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. S. Avramiotis, V. Aggelopoulos, G. Kapelonis, P. Sinigalias, D. Spantidis, A. Triakliti, G.Filos; *Chemistry, Second year of junior high school, Laboratory Guide,* Agency for Educational Research books.

SEPARAREA COMPONENȚILOR UNUI AMESTEC PRIN CROMATOGRAFIE

PREZENTARE GENERALĂ

Cromatografia este o tehnică de separare a componenților unui amestec bazat pe solubilitatea diferită a acestora într-un solvent sau amestecuri de solvenți numit *eluent.* Cromatografia pe hârtie este o tehnică frecvent folosită în scop didactic datorită ușurinței cu care se aplică. Aceasta este utilă datorită faptului că este relativ rapidă și nu necesită cantități mari de materiale. Pentru rezultate de mai mare acuratețe sau finețe se pot utiliza alte tehnici cromatografice mai avansate cum ar fi cromatografia pe strat subțire.

Folosind cromatografia pe hârtie se pune în evidență un echilibru între faza staționară și faza mobilă. Faza staționară este cea caracterizată de molecule de solvent (în cazul nostru apă) care sunt prinse între fibrele de celuloză din hârtie. Faza mobilă este o soluție care a dizolvat proba de analizat și care migrează peste faza staționară. Prin interacția celor două faze are loc o distribuție a substanței dizovate, între faza mobilă și cea staționară. Componenții probei supuse cromatografiei se vor separa în funcție de cât de puternic se adsorb pe faza staționară versus cât de solubili sunt în faza mobilă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Turnați într-un pahar Berzelius aproximativ 10 mL de apă. Tăiați câteva fâșii de hârtie de filtru având lățimea de 1,5 cm. Marcați puncte colorate pe hârtie folosind diferite instrumente de scris colorate, de așa manieră încât acestea să se afle cam la 0,5 - 1,0 cm de nivelul prezumabil al lichidului în care hârtia va fi imersată. Așezați fâșiile de hârtie în lichidul din pahar și acoperiți cu o sticlă de ceas.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu se pun în evidență fraze de risc privind operarea cu materialele folosite.

CONCLUZII

Dacă o pată de culoare, care este alcătuită dintr-un amestec de coloranți, este plasată pe o hârtie de filtru, coloranții din care este alcătuită aceasta pată de culoare vor migra dacă un capăt al hârtiei este așezat într-un solvent. Solventul difuzează pe hârtie, dizolvând diferite molecule ale probei colorate în funcție de polaritatea acestora. Dacă culoarea este alcătuită din mai mulți coloranți, care cel mai probabil au

polarități diferite, aceștia vor avea solubilități diferite în solvent și se vor regăsi în puncte diferite pe hârtie pe măsură ce solventul urcă pe suportul de hârtie. Cu cât o moleculă este mai solubilă cu atât va migra mai sus pe hârtie. Dacă colorantul este nepolar acesta nu va migra cu ajutorul unui solvent polar și viceversa: un colorant foarte polar nu va fi antrenat de un solvent nepolar.[1]

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Aruncați la coșul de gunoi hârtiile de filtru. Apa folosită în chip de solvent poate fi aruncată la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

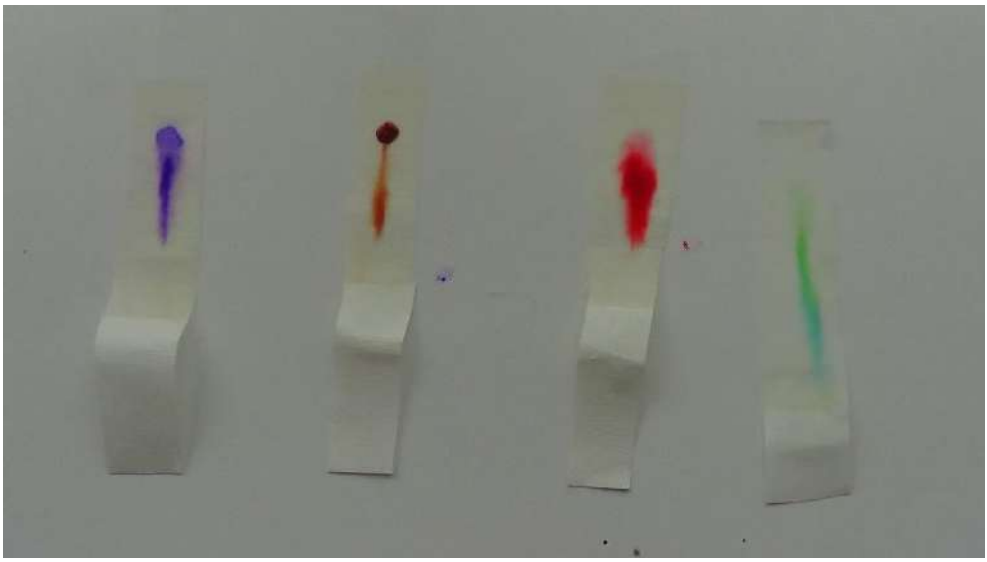


Fig. 1 Cromatografia pe hârtie care arată capacitatea diferită de migrare a unor coloranți

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Paper_chromatography

SEPARAREA COMPONENȚILOR UNUI AMESTEC PRIN EXTRACȚIE

PREZENTARE GENERALĂ

În viața de zi cu zi suntem obișnuiți să consumăm o serie de băuturi printre care și unele cu proprietăți energizante. Cafeau sau ceaiul negru se încadrează în această categorie fiind foarte populare. Efectul lor se datorează conținutului de cafeină pe care-l au, cafeină care determină creșterea capacității de concentrare și o mai mare capacitate la efort prin stimularea sistemului nervos în paralel cu relaxarea mușchilor cardiaci și respiratori. Efecte adverse ale acestei substanțe, consumate în cantități mari, sunt agitație, dureri de cap și insomnii. [1]

Băuturile acestea stimulante sunt preparate din produși naturali, ceai sau cafea, din care cafeina, alături de mulți alți componenți, se obțin în urma procesului de extracție. Unele surse menționează prezența într-o simplă cafea a unui număr de 3000 de substanțe, care prin concentrațiile lor diferite în această băutură, determină gusturile si aromele diferite pe care acest stimulent zilnic le poate avea.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Extracția este un procedeu fizic de separare a componenților unui amestec permițând trecerea unora dintre ei, dintr-un produs natural în care se găsesc (sau dintr-un amestec), într-o soluție.

Practic puteți realiza un procedeu de extracție simplu folosind frunze de ceai și apă. Așezați câteva frunze de ceai într-un pahar Berzelius de 200 -250 mL în care se găsesc aproximativ 100 mL apă. Încălziți amestecul fără să-l agitați și observați frunzele și vecinătatea acestora. Notați cum își schimbă proprietățile apa în care se găsesc frunzele respective. [2]

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu se pun în evidență fraze de risc specifice pentru experimentul în cauză. Se impune atenție în manipularea vaselor care conțin lichide fierbinți pentru a împiedica vărsarea acestora.

CONCLUZII

Pe măsură ce apa începe să se încălzească observăm o ușoară colorație care apare în imediata vecinătate a frunzelor. Colorația specifică se datorează procesului de trecere a anumitor componenți din frunză în soluție, în urma procesului de extracție. Cu cât apa este mai fierbinte sau cu cât extracția durează mai mult, colorația este mai intensă, semn că s-au transferat cantități din ce în ce mai mari de substanțe (deci

implicit de cafeină) din frunză în soluție. Dacă amestecul se fierbe un anumit timp se observă că se pierde lichid prin evaporare, cel rămas în pahar îmbogățindu-se în componenții extrași.

Viteza cu care se extrag diferiți compuși poate fi diferită. Cafeina se extrage în prima fază a procesului dând un produs care are efecte puterninc stimulante. Continuând extracția, amestecul se îmbogățește cu agenți (taninuri, acizi organici specifici) care temperează efectul cafeinei și îmbogățește gustul lichidului preparat.

Filtrați amestecul folosit la extracție și analizați aspectul acestuia. Folosiți un alt tip de ceai, în aceeași cantitate, cu același timp de extracție, filtrați lichidul obținut și faceți o comparație a aspectului celor două amestecuri. Evident, tipuri diferite de ceai vor îmbogăți apa de extracție cu substanțe diferite în cantități diferite, ceea ce se poate observa deja la o analiză vizuală a amestecului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Aruncați resturile solide de ceai la gunoi și lichidul la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Fierberea amestecului de ceai și apă pentru a pune în evidență procesul de extracție.

Fig. 2 Pigmenți și arome sunt transferate din frunza de ceai în apa de extracție.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://vlab.amrita.edu/?sub=3&brch=64&sim=169&cnt=1
2. S. Avramiotis, V. Aggelopoulos, G. Kapelonis, P. Sinigalias, D. Spantidis, A. Triakliti, G.Filos *Chemistry, Second year of junior high school, Laboratory Guide,* Agency for Educational Research books.

SEPARAREA COMPONENȚILOR UNUI AMESTEC PRIN FILTRARE

PREZENTARE GENERALĂ

Filtrarea este un procedeu de separare a unui solid aflat în suspensie într-un lichid prin folosirea unui mediu poros care lasă să treacă moleculele lichidului (numit filtrat) dar care reține particulele solide. Acest mediu poros de cele mai multe ori poate fi hârtia de filtru, care în funcție de dimensiunea porilor și de conținutul de cenușă al materialului din care este alcătuită, poate fi de mai multe tipuri: aspect codificat cu benzi de diferite culori pe ambalajul acesteia.

Procedeele de filtrare sunt uzuale chiar și în gospodărie. Când facem *"o cafea la filtru"* de fapt combinăm un procedeu de extracție a componenților cafelei cu un procedeu de filtrare în urma căruia se reține zațul. Chiar și realizarea unui ceai la plic face uz de hârtie de filtru în cazul plicului care reține amestecul de infuzat pentru a nu permite particulelor solide să pătrundă în lichidul pe care-l preparăm.

În cele ce urmează se prezintă o tehnică de filtrare simplă, ca o operație uzuală în laborator, operație de care se face uz frecvent pentru separarea solidelor din suspensii.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru demonstrarea practică a operației de filtrare se propune realizarea unei suspensii de apă (100 ml) cu nisip (15 g) într-un pahar Berzelius. Rezultatul filtrării poate părea unul banal, dar aceleași operații se pot executa ulterior și în cazul altor suspensii a căror separare se dovedește utilă cu ocazia altor experimente realizate în laborator. Cu această ocazie utilizatorii pot să se familiarizeze cu tehnica propriu zisă fără a se face apel la amestecuri toxice sau reactivi scumpi.

După realizarea amestecului se procedează la realizarea instalației de filtrare. Aceasta comportă un stativ cu un inel pentru pâlnie, un filtru (de polipropilenă sau sticlă), vas pentru reținerea filtratului și hârtie de filtru. Hârtia de filtru trebuie aleasă în funcție de dimensiunile pâlniei. Luați o hârtie de filtru potrivită ca și viteză de filtrare (în funcție de tipul solidului de filtrat) și îndoiți-o pe diagonală de două ori divizând filtrul în sferturi. Observați că filtrul respectiv, dacă-l deschideți, se mulează pe interiorul pâlniei. Așezați filtrul în pâlnie, ajustați dacă este necesar îndoitura filtrului și umeziți cu lichidul din suspensie pentru a asigura aderarea filtrului la pereții pâlniei. Plasați pâlnia cu filtrul în inelul de pe stativ, ajustați înălțimea inelului pentru ca vârful pâlniei să intre în vasul

în care se colectează filtratul și începeți fitrarea. Fără a agita suspensia care trebuie filtrată procedați mai întâi la filtrarea supernatantului. Apoi, cu filtrul aproape gol, agitați amestecul care trebuie filtrat și turnați dintr-o dată tot conținutul rămas, fără să depășiți nivelul filtrului. Adăugați cu spatula, în filtru, restul de solid care eventual a aderat de pereții vasului. Pentru prelevarea întregii cantități de solid din pahar, schimbați vasul în care se colectează filtratul și spălați paharul care a conținut suspensia folosind filtratul obținut, din primul vas de colectare. [1]

CONCLUZII

Filtrarea inițială doar a supernatantului se face pentru a nu înfunda porii filtrului cu solidul care trebuie separat. Dacă filtratul este tulbure înseamnă că hârtia de filtru are porii prea mari pentru dimensiunea particulelor de solid care trebuiesc separate și procedeul se reia folosindu-se o hârtie de filtru cu pori mai mici (și implicit cu vitează de filtrare mai mică).

Dacă se filtrează un compus greu solubil, filtratul este saturat în substanța solidă pe care dorim să o separăm. Spălarea paharului ce conține solid cu solvent pur va determina dizolvarea unei cantități de solid și implicit o scădere a randamentului de filtrare. Dacă însă resturile solide se reiau cu filtratul care deja este saturat această operație nu va mai dizolva noi cantități de solid și pierderile sunt reduse.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Aruncați nisipul filtrat la gunoi în timp ce filtratul se poate arunca în chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Material solid reținut de hârtia de filtru.

Fig. 2 Filtratul obținut în urma filtrării suspensiei de nisip cu apă.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. K. Giouri-Tsoxatzi; *Teaching chemistry experiments*; Ziti Publishers, Thessaloniki, 2000

SOLUBILITATEA GRĂSIMILOR

PREZENTARE GENERALĂ

Uleiurile vegetale sunt amestecuri complexe de substanțe din care cele mai reprezentative sunt trigliceridele care formează clasa de compuși naturali numită GRĂSIMI. Grăsimile sunt insolubile în apă dar sunt solubile în solvenți organici nepolari cum ar fi hexanul, freonul sau hidrocarburile clorurate (cloroformul, tetraclorura de carbon). Ultimele două nu sunt acceptabile pentru demonstrații experimentale din cauza efectului negativ pe care-l au asupra păturii de ozon din straturile superioare ale atmosferei.

O moleculă asimetrică, formată din atomi diferiți prezintă polarizare din cauza electronegativității diferite a atomilor constituenți. Un compus ionic, sau un compus molecular polar va interacționa cu moleculele polare ale unui solvent polar punând în evidență fenomenul de dizolvare. Partea negativă a moleculelor de solvent interacționează cu ionii pozitivi dintr-o structură cristalină rupînd ionul și aducându-l în soluție. Același lucru se întâmplă cu ionii negativi care sunt solvatați de moleculele de solvent interacționând prin partea pozitivată a moleculei. Moleculele nepolare, cum sunt cele de grăsime, nu pot interacționa astfel cu moleculele unui solvent polar, din această cauză compușii nepolari nu se dizolvă în solvenți polari cum ar fi apa. Acestea însă se pot dizolva în solvenți nepolari cum este hexanul C_6H_{14}.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Turnați 50 mL apă într-un pahar Berzelius. Adăugați o spatulă de untură și amestecați bine. Observați că grăsimea nu se dizolvă formând cu apa un amestec eterogen. Adăugați 50 mL de hexan și agitați amestecul celor trei componente. Ce observați?

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

C_6H_{14}

CONCLUZII

Untura este alcătuită din molecule nepolare în timp ce apa este formată din molecule polare. Astfel cele două componente nu se dizolvă, de cele mai multe ori paharul cu amestecul eterogen murdărindu-se de grăsime pe margini. Adăugând hexan, care nu se dizolvă în apă dar care dizolvă grăsimile, observăm că untura este înglobată în stratul de hexan, care, având densitate mai mica, plutește pe apă. Prin agitarea amestecului se

asigură dispersarea de picături de hexan în tot volumul amestecului, această hidrocarbură dizolvând grăsimea legată de pereții paharului.

Odată finalizată procedura de extracție observăm două straturi, unul inferior de apă și unul superior de hexan cu untura dizolvată în acesta.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Separați cele două faze lichide cu ajutorul unei pâlnii de separare. Aruncați apa la canal și fracția de hexan eliminați-o într-un container destinat colectării reziduurilor organice inflamabile.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. O spatuă de untură este amestecată cu apă pentru verificarea solubilității.

Fig 2. Amestecul de apă cu grăsime este amestecat cu hexan.

Fig 3. Agitând amestecul tricomponent observăm că grăsimea, insolubilă în apă, se solubilizează în hexan.

Fig 4. Stratul de hexan se regăsește la partea superioară având o densitate mai mică decât apa. Acesta conține grăsimea pe care apa nu a dizolvat-o.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.http://cevre.erciyes.edu.tr/dosyalar/dokumanlar/2.%20D%C3%B6nem%20Deney%20F%C3%B6yleri/Ya%C4%9F%20ve%20Gres%20Tayini.pdf
2.http://www.yildiz.edu.tr/~kvarinca/Dosyalar/Dersler/yag.pdf
3.https://tr.wikipedia.org/wiki/Hekzan
4.http://docplayer.biz.tr/398878-Cozunme-ve-cozunurluk.html

LEGEA LUI LAVOISIER APLICATĂ LA REACŢIA DE DINTRE HCl ȘI Na_2CO_3

PREZENTARE GENERALĂ

Legea lui Lavoisier (legea conservării masei) este, în general, aplicabilă tuturor reacţiilor chimice. Masa totală a produșilor de reacție este întotdeauna egală cu masa totală a reactanților. În unele situații, sunt generate produse gazoase. În cazul în care acestea părăsesc sistemul, masa acestuia devine mai mică dând impresia pierderii unei mase în cursul reacției. Acest lucru se poate împiedica lucrând cu sisteme închise care împiedică scăparea produșilor gazoși.

În cazul prezentului experiment, se generează dioxid de carbon. Dacă se închide flaconul Erlenmeyer cu un dop de cauciuc, gazul rezultat nu părăsește sistemul, evitându-se astfel pierderile de masă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Carbonat de sodiu
- 10 mL 0.1 M HCl
- Balanţă
- Eprubetă
- Recipient Erlenmeyer de 100 ml
- Recipient Erlenmeyer de 50 mL
- Dop de cauciuc

Pregătiţi toate materialele pentru experiment. Recipientele Erlenmeyer goale şi dopul de cauciuc le aşezaţi pe balanţă, iar masa o fixaţi la 0 grame. Măsuraţi aproximativ 1 gram de carbonat de sodiu într-un Erlenmeyer de 100 mL, iar eprubeta conţinând 10 mL de acid clorhidric o introduceţi în recipientul Erlenmeyer de 50 de mL.

Notaţi masa totală a tuturor produselor. După aceste operaţii, turnaţi acidul clorhidric în recipientul de 100 de mL şi ataşaţi-i dopul de cauciuc cât mai rapid cu putinţă.

Reaşezaţi eprubeta în recipientul de 50 de mL şi notaţi din nou masa obţinută.

Repetaţi experimentul, dar de această dată nu mai ataşaţi dopul de cauciuc pe paharul de 100 de mL.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HCl **Na_2CO_3**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2H^+$ (aq) + CO_3^{2-} (aq) ---> H_2O (l) + CO_2 (g)

CONCLUZII

Fiind diluat, acidul clohidric reacţionează cu carbonatul de sodiu, generând astfel nu numai apă, ci şi dioxid de carbon. Când dioxidul de carbon este pe punctul de a părăsi sistemul, este evident că masa produselor de pe balanţă este mai mică decât iniţial, efect al reacţiei. S-ar putea spune că Legea lui Lavoisier nu este valabilă în cazul acestei reacţii. Oricum, dacă experimentul este efectuat într-un Erlenmeyer acoperit, masa totală după reacţie este egală masei totale de dinaintea reacţiei.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Produsul obţinut în urma reacţiei poate fi eliminat la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Recipiente Erlenmeyer conţinând carbonat de sodiu, respectiv o eprubetă cu acid clorhidric aşezate pe o balanţă

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.cdc.gov/niosh/ipcsneng/neng1135.html
2. http://www.cdc.gov/niosh/ipcsneng/neng0163.html
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Conservation_of_mass

LEGEA LUI LAVOISIER APLICATĂ LA SINTEZA SULFURII DE FIER

PREZENTARE GENERALĂ

Legea Lavoisier este una din legile fundamentale ale chimiei. Ea poartă numele celui care a enunțat-o prima dată, în 1789, savantul francez Antoine Laurent de Lavoisier.

Conform acestei legi masa de substanță care intră într-o reacție se conservă. Aceasta este cunoscută de multe ori în accepțiunea *"nimic nu se pierde, nimic nu se formează, totul se transformă"*. Dacă se intră în profunzimea fenomenului: tipul atomilor, sarcina electrică, numărul atomilor, numărul de neutroni, numărul de protoni, totul se conservă.

Scrisă schematic pentru o reacție chimică de forma:

X + Y ---> Z + T atunci masa (X+Y) = masa (Z+T)

Consecințele acestei legi sunt că nu se pot crea nici nu se pot distruge atomi (în acest caz nu discutăm de reacții nucleare). Atomii pot să sufere transformări în urma cărora devin legați altfel (ionic sau covalent) ceea ce nu schimbă nici tipul nici masa atomilor implicați într-un proces chimic.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a verifica această lege se propune analiza unei transformări chimice simple: reacția fierului cu sulful. Se cântăresc pe două sticle de ceas aproximativ 4,0 g sulf pulbere și 7,0 g pilitură de fier. Pe balanță se așează un pahar Berzelius in care se află o eprubetă. Se tarează balanța. Sulful și pilitura de fier se amestecă pe o foaie de hârtie și se transvazează, cu ajutorul unei pâlnii, în eprubetă. Citiți indicația balanței, care, după ce a fost tarată, este masa celor doi reactanți. Scoateți eprubeta din pahar cu un clește și încălziți-o la flacăra unui bec de gaz sau spritiere. Amestecul devine o suspensie lichidă pe măsură ce sulful se topește. La un moment dat cei doi reactanți interacționează energetic, mediul devenind fierbinte. Se lasă eprubeta să se răcească și se cântărește din nou. Observați masa pe care o arată balanța.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Fe pulbere

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Fe_{(s)} + S_{(s)} \longrightarrow FeS_{(s)}$$

CONCLUZII

Observăm că cei doi reactanți, fierul de culoare cenușie și sulful de culoare galbenă generează un compus de culoare neagră: sulfura de fier. Cântărind eprubeta cu produsul de reacție observăm că masa acesteia a rămas neschimbată în cursul reacției, chiar dacă se vede și cu ochiul liber că s-a format o altă substanță.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sulfura de fier este periculoasă dacă ajunge în mediu acid întrucât generează un gaz foarte toxic: hidrogenul sulfurat (H_2S). De aceea trebuie evitat ca produsul solid să ajungă în astfel de medii. Conținutul eprubetei se elimină într-un container pentru resturi anorganice cu toxicitate redusă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 și 2 Reactanții cântăriți înaintea amestecării și reacției

Fig. 3 Paharul Berzelius și eprubeta pentru reacție pe talerul balanței tarate

Fig. 4 și 5 Transvazarea amestecului de fier și sulf și cântărirea amestecului înaintea reacției

Fig. 6 Inițierea reacției dintre fier și sulf prin încălzirea amestecului de reactanți

Fig. 7 Verificarea legii lui Lavoisier cu produsul de reacție cântărind cât reactanții

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.derscalisiyorum.com.tr/tag/kutlenin-korunumu-yasasi
2. https://www.frmtr.com/performans-bilgileri/984554-demir-ile-kukurt-elementlerinden-kimyasal-yolla-demir-sulfur-bilesiginin-elde-edilmes.html
3. http://www.kimyaegitimi.org/sites/default/files/kimya_egitimi_ogrenci_deneyleri/demir_sulfur_bilesigi.pdf

MĂSURAREA CONȚINUTULUI DE ALCOOL A UNOR BĂUTURI ALCOOLICE

PREZENTARE GENERALĂ

În chimia organică definim alcoolii ca fiind compușii hidroxilici în care gruparea funcțională (-OH) este legată de un atom de carbon saturat. Termenul alcool derivă originar de la denumirea unui binecunoscut reprezentant al clasei, etanolul (alcoolul etilic), componentul activ din băuturile alcoolice.

Termenul alcool apare în limba engleză în secolul XVI și este denumirea utilizată pentru *pulbere foarte fină*. Este un termen care fusese preluat din limba franceză, în care apare, la rândul lui preluat din limba latină medicală.

La origini termenul este preluat din limba arabă كحل (al-kuhl, "*kohl*, pulbere fină folosită pentru machiaje"). *Al-* este termenul arabic pentru articolul hotărât în timp ce *kohl* făcea referire la sulfura de stibiu, Sb_2S_3 o pulbere foarte fină obținută prin sublimarea mineralului stibinite, care era folosită la machiaje, cosmetică și ca antiseptic. Conform acestei teorii, semnificația cuvântului *alkuhul* era folosită pentru substanțe obținute prin distilare fiind ulterior restrânsă pentru etanol.

Termenul etanol este modelat pe cuvântul *äthyl* atribuit lui Liebig (1838) care are originea în asocierea a două cuvinte grecești *aither* "ether" and *hyle* "compus" [1].

Alcoolul din băuturi se formează prin fermentația anaerobă a zaharurilor, în special glucoză și fructoză, în prezența drojdiei de bere. Este folosit în special în băuturi alcoolice, sau în tehnică, ca și anticongelant, antiseptic, combustibil, conservant sau ca solvent. Conținutul de etanol a băuturilor alcoolice se definește ca fiind volumul de alcool anhidru (cm^3) ce se găsește în 100 cm^3 soluție alcoolică la 20 °C. [2]

Tsipouro este o băutură alcooică tipică Greciei ale cărei origini se regăsesc în mănăstirile de pe Muntele Athos unde a fost fabricată prima dată acum șapte secole. Băutura *raki*, din Creta, este similară, cu deosebirea că aceasta din urmă este un produs distilat o singură dată.

Tsipouro are un conținut de 36-45%v/v etanol și este o băutură produsă prin distilarea reziduurilor fermentate de struguri care au rezultat după presarea acestor fructe în vederea obținerii mustului folosit la fabricarea vinului. Conținutul alcoolic al băuturilor este un indicator de calitate important. Deseori această caracteristică poate fi

măsurată cu densimetrul pentru alcool care este gradat direct în grade alcoolice.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Prezentul experiment își propune descrierea metodei folosită pentru determinarea gradelor alcoolice a două băuturi: alcool dublu rafinat și amestec de tsipuro și apă (1:1 în volume) folosindu-se densimetre pentru alcool. Practic se adaugă soluția alcoolică într-un cilindru gradat suficient de mare încât să încapă comod densimetrul la ambele extreme ale concentrațiilor pe care le măsoară. Umpleți cilindrul gradat doar 2/3 din volumul acestuia pentru a asigura flotabilitatea densimetrului fără ca soluția de măsurat să dea afară din vas. În experimentul realizat concret s-a determinat un conținut de 20% alcool v/v la băutura tsipuro amestecată cu apă și respectiv 70% v/v la alcoolul dublu rafinat.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Fiți precauți când folosiți densimetre întrucât ele sunt din sticlă subțire și se pot sparge foarte ușor dacă nu sunt mânuite cu atenție.

CH_3CH_2OH

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Lichidul alcoolic se elimină în containere destinate colectării solvenților organici nehalogenați.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Conținutul în alcool a băuturii numită *tsipuro* care a fost amestecată cu apă în raport 1:1.

Fig. 2 Mostră de alcool dublu rafinat care are un conținut de 70% alcool.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Alcohol
2. Th. Soulis, *Introduction to oenology*, Thessaloniki

DISTILAREA VINULUI ROŞU

PREZENTARE GENERALĂ

Alcoolul etilic rezultă în urma proceselor de fermentație a zahărului din fructe sau cereale măcinate în prezența drojdiei de bere. Conținutul de alcool din aceste lichide însă nu depășește 15%. Pentru a obține concentrații mai mari de alcool este necesară aplicarea procedeului de distilare a lichidelor ușor alcoolizate. Pentru aceasta se folosesc dispozitive de distilare în care un amestec de lichide (în cazul nostru apa și alcoolul) sunt încălzite, componentul cel mai volatil trece în stare gazoasă primul (alcoolul) și se condensează în altă parte sub forma unui lichid aproape pur. Datorită capacității alcoolului etilic de a forma amestecuri azeotrope cu apa, acest procedeu de separare nu se comportă ca în cazurile ideale.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Set de microdistilare
- Instalaţia de încălzire
- Termometru
- Pipetă
- Stativ

În cazul acestui experiment, folosiţi sistemul de microdistilare, iar pe instalaţia de încălzire poziţionaţi un recipient Erlenmeyer. Cu ajutorul unei pipete, introduceţi 5 mL de vin roşu în balonul de sticlă, iar apoi poziţionaţi un termometru, pe care îl lăsaţi deasupra vinului. Activaţi instalaţia de încălzire şi aşteptaţi ca alcoolul să se evapore. După puţin timp, puteţi observa picături din alcoolul condensat.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Etanol

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$C_2H_5OH_{(l)} \text{ ---> } C_2H_5OH_{(g)} \text{ ---> } C_2H_5OH_{(l)}$$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Cantităţile rămase de vin roşu şi alcool trebuie aruncate într-un container destinat colectării deşeurilor organice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Bloc de încălzire cu nisip.

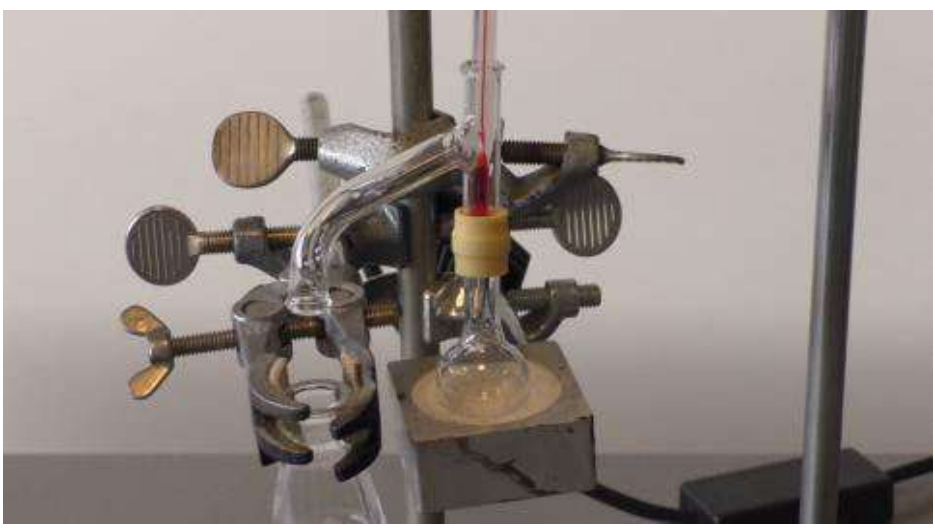


Fig. 2 Vizualizarea dispozitivului de distilare.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://nl.wikipedia.org/wiki/Alcoholpercentage
2. http://www.vosinstrumenten.nl/onderwijs/glaswerk/speciaal-glas/needle-6-22gauge-12-stuks.html

IDENTIFICAREA CO_2 ȘI O_2

PREZENTARE GENERALĂ

Există numeroase experimente realizabile în laboratorul de chimie în care se generează gaze. Două dintre ele sunt prezentate aici: unul în care se generează oxigen O_2 și unul în care se generează dioxid de carbon CO_2.

În prezentul experiment se identifică oxigenul și dioxidul de carbon produse în cursul unor reacții chimice. Bicarbonatul de sodiu este un compus cu formula $NaHCO_3$. Este o sare solidă, de culoare albă, cristalină condiționată sub formă de pulbere cristalină foarte fină. Are un gust ușor sărat și un gust alcalin asemănător celui de sodă de rufe. Se găsește în natură sub forma mineralului nacholite. Este un component al mineralului *natron* și se găsește dizolvat în multe ape minerale. Este unul dn aditivii alimentari acceptați de Uniunea Europeană și este codificat ca E500. Fiind cunoscut de foarte mult timp compusul are diverse denumiri: bicarbonat de sodiu, broză, sodă pentru gătit, carbonat acid de sodiu. [1]

Acidul acetic este un lichid incolor cu formula CH_3COOH. Oțetul este o soluție apoasă de 3-9% acid acetic fiind obținut de cele mai multe ori prin fermentația vinului slab sau a cidrului. Acidul acetic este acru și are un miros respingător. Deși este clasificat ca un acid slab, soluții concentrate de acid acetic pot provoca arsuri chimice deosebit de grave fiind foarte coroziv [2].

Hidrogenul și oxigenul formează doi compuși binari: apa și peroxidul de hidrogen. Acesta din urmă are proprietăți complet diferite de apă. În stare pură este un lichid ușor albăstrui, uleios. Este folosit ca antiseptic (5%), la decolorarea părului, la albirea fibrelor textile sau a pastei de hârtie. În majoritatea reacțiilor acționează ca un agent oxidant deși în prezența agenților oxidanți puternici, ca $KMnO_4$, poate acționa ca reducător. În acest caz ionii violet de permanganat(VII) se pot reduce la mangan(II) de culoare roz în prezența peroxidului de hidrogen H_2O_2. [3]

Permanganatul de potasiu este un agent oxidant foarte puternic, fiind condiționat ca o sare. Majoritatea aplicațiilor chimice folosesc proprietățile oxidante ale acestei sări. Deoarece nu generează produși toxici $KMnO_4$ are numeroase utilizări de nișă cum ar fi: tratamentul apelor, dezinfectarea rănilor, sinteza organică, analize chimice, păstrarea fructelor, kituri de supraviețuire, etc. [4]

În prezenta lucrare experimentală cei patru compuși descriși pe scurt se folosesc pentru generarea a două gaze diferite: CO_2 și O_2.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Într-un vas mare (eprubetă largă sau cilindru gradat) plasați 15 g de $NaHCO_3$ peste care adăugați cu pipeta acid acetic concentrat. Într-o altă eprubetă plasați 5 mL soluție apoasă de $KMnO_4$ 10% peste care adăugați 5 mL de peroxid de hidrogen (30%). Aprindeți un băț de lemn și inserați-l în prima eprubetă. Observați ce se întâmplă. Introduceți bățul de lemn, doar cu un punct incandescent pe el, în a doua eprubetă. Observați comportamentul bățului.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$C_2H_6O_2$

CO_2

MnO_2

O_2

$KMnO_4$

H_2O_2

KOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$CH_3COOH_{(aq)} + NaHCO_{3(s)} \rightarrow CH_3COONa_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

$$2KMnO_{4(aq)} + 3H_2O_{2(aq)} \rightarrow 2MnO_{2(aq)} + 2KOH_{(aq)} + 3O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

CONCLUZII

Bățul de lemn aprins, introdus în prima eprubetă, se stinge din cauza dioxidului de carbon generat de reacția acidului acetic cu carbonatul acid de sodiu. În a doua eprubetă, bățul incandescent se aprinde datorită existenței oxigenului generat prin descompunerea apei oxigenate, oxigen care activează procesul de ardere.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Acetatul de sodiu format se poate dilua cu multă apă și elimina la canal. Soluția conținând ioni de Mn^{2+} se neutralizează prin adăugare de exces de peroxid de hidrogen (H_2O_2), se filtrează, filtratul se aruncă la canal în timp ce solidul filtrat se elimină în containere destinate colectării reziduurilor anorganice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 În primul caz bățul de lemn aprins se stinge pentru că CO_2 generat de reacția dintre bicarbonatul de sodiu și acidul acetic nu întreține arderea.

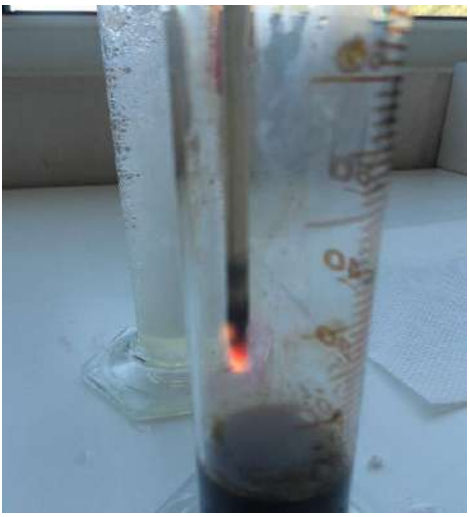


Fig. 2 Jăratecul de pe băul de lemn se activează și bățul se aprinde din cauza descompunerii catalitice a H_2O_2 și producerea unui gaz care întreține arderea: O_2.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_bicarbonate4
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Acetic_acid
3. E. Gammon, *General Chemistry*, Houghton Mifflin Company, Boston, 2009.
4. https://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_permanganate

FABRICAREA SĂPUNULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Grăsimile animale și vegetale sunt amestecuri complexe de esteri ai glicerinei (1,2,3-propantriolului) cu acizii grași numiți și trigliceride. Dacă o grăsime animală sau vegetală este hidrolizată în prezența bazelor se obține glicerina și sărurile acizilor grași cu metale, numite *săpunuri*. Săpunurile metalelor alcaline sunt solubile în apă și au proprietăți tensioactive fiind folosite pentru spălare. Săpunurile de sodiu sunt solide în timp ce săpunurile de potasiu sunt moi și onctuoase. Ele se pot condiționa în diferite forme care le face deseori atractive în magazinele de produse de cosmetică. Natura grăsimilor din care se fabrică săpunurile (în special lungimea catenei de atomi de carbon ale acizilor grași și numărul de legături duble) sunt determinante pentru proprietățile acestora.

Săpunurile de calciu, magneziu sau litiu sunt insolubile în apă, au proprietăți lubrifiante fiind folosite în tehnică sau în farmacie. Dacă o apă este foarte dură (adică are un conținut mare de săruri de calciu sau magneziu) se formează săpunurile insolubile ale acestor metale, acestea nemaifiind eficiente în procesul de spălare. Astfel în apa dură este nevoie de o cantitate mai mare de săpun pentru a obține proprietățile de spălare dorite, o parte fiind inactivată de sărurile din apă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

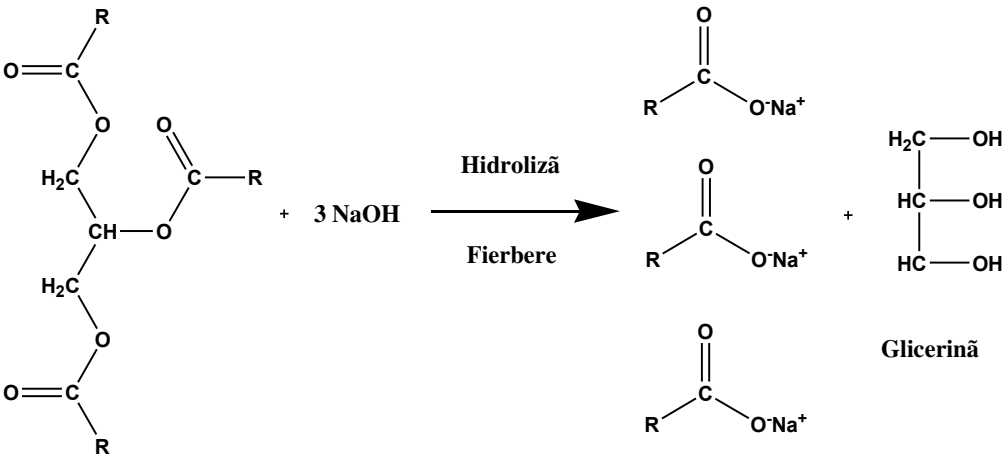
În laborator fabricarea săpunului este un procedeu destul de simplu și relevant la studiul grăsimilor. Practic se adaugă 20 g de ulei vegetal într-un pahar Berzelius de 150-200 mL care se încălzește pe o plită. Se adaugă, în porțiuni mici o soluție de hidroxid de sodiu dizolvat în apă căreia i s-a adăugat etanol. Amestecul se menține cald și se continuă adăugarea de soluție alcalină până când nu se mai pun în evidență picături de ulei și amestecul devine o pastă albă. Mentineți încălzirea pentru câteva minute apoi adăugați în porțiuni mici 50 mL de apă menținând amestecul la fierbere încă 10 minute. Preparați în paralel o soluție saturată de clorură de sodiu (NaCl) și adăugați amestecului care fierbe o cantitate de 30 mL de saramură. Lăsați amestecul să se răcească, filtrați precipitatul obținut, spălați cu puțină apă distilată pentru eliminarea resturilor de bază sau cu o soluție diluată de saramură, adăugați dacă doriți un colorant sau parfum și plasați solidul într-o formă în care se lasă să stea până a doua zi.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Etanol

NaOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



Trigliceridã
Ulei vegetal

SĂPUN
Săruri de sodiu ale acizilor grasi

CONCLUZII

Prin adăugarea de hidroxid de sodiu la o grăsime se produce fenomenul de hidroliză bazică a triesterului (trigliceridei) generându-se glicerină și sarea de sodiu a acizilor grași. Odată hidrolizată grăsimea, se adaugă o soluție de saramură (NaCl) pentru a crește concentrația ionului de sodiu (efectul ionului comun) și a crește randamentul de precipitare a săpunului din soluția mumă. Răcindu-se soluția, se favorizează și mai mult precipitarea asigurându-se astfel un randament și mai bun de separare al produsului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Aruncați la gunoi săpunul obținut. Evitați folosirea acestuia dacă nu stăpâniți procedeul de fabricare întrucât săpunul format poate avea înglobată o cantitate oarecare de hidroxid de sodiu care poate cauza arsuri chimice ale pielii. Soluțiile folosite pot fi aruncate la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Uleiul vegetal supus saponificării se încălzește apoi se adaugă o soluție de bază

Fig. 2 Fierberea cu soluția de hidroxid de sodiu se face până când dispar picăturile de ulei

Fig. 3 Când se obține o pastă omogenă se adaugă o soluție saturată de NaCl

Fig. 4 Se filtrează săpunul, se spală în vederea fazei finale de colorare și parfumare

Fig. 5 Săpun turnat în forme

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. www.kimyaevi.org.tr
2. mf.omu.edu.tr/kimya/wp-content/uploads/sites/9/2011/05/SABUN-SENTEZİ.pdf
3. http://www.kimyaevi.org/TR/Genel/BelgeGoster.aspx?

SUBLIMAREA ŞI DIZOLVAREA IODULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Acest experiment îşi propune să prezinte atât fenomenul de sublimare a iodului, cât şi dizolvarea acestuia în diferiţi solvenţi. Sublimarea reprezintă procesul prin care o substanţă solidă se transformă direct în stare gazoasă. Reacţia inversă poartă denumirea de desublimare. O particularitate a iodului este că acesta nu devine lichid în urma procesului de încălzire, acesta sublimează întotdeauna. Apa sub formă de gheață sau zăpadă prezintă un comportament similar. Acest comportament este uneori folosit pentru uscare prin congelare.[1, 2, 3]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Substanțe: Iod (I_2), cuburi de gheaţă, apă distilată, Hexan sau tetraclorură de carbon (CCl_4), soluție de tiosulfat de sodiu ($Na_2S_2O_3$)=1 mol/L

Materiale: balon, sticlă de ceas, plită, eprubete

Pentru a pune în evidență procesul de sublimare, adăugaţi o lingură de iod într-un balon (Fig. 1). Acoperiți balonul cu o sticlă de ceas cu un cub de gheaţă pe ea. Încălziţi până când observaţi vapori violeți în interiorul vasului. Iodul sublimează în partea de jos și desublimează pe sticla de ceas.

Pentru a observa dizolvarea iodului, folosiți o eprubetă în care introduceți 5 mL de hexan sau tetracorură de carbon, apoi adăugaţi puţin iod. Veţi vedea că iodul se dizolvă în hexan, nu şi în apă, dând o soluție de culoare violet.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Iodul este dăunător sănătății și iritant când intră în contact cu pielea. Se recomandă folosirea unui echipament de protecţie. Hexanul este foarte inflamabil, este toxic în caz de înghiţire. A se păstra departe de suprafeţele fierbinți şi de orice sursă de foc. CCl_4 este un compus halogenat volatil care este dăunător mediului alterând stratul de ozon din atmosferă.

I_2

C_6H_{14}

CONCLUZII

Iodul formează molecule diatomice nepolare. Apa este un compus polar fiind formată din atomi cu electronegativitate diferită, oxigen şi hidrogen. Acest fapt determină ca molecula să fie polară, să aibă o parte pozitivată (hidrogenul) şi una negativată (oxigenul).

Asemeni iodului, hexanul (sau tetraclorura de carbon care mai poate fi folosită) sunt compuși nepolari. Pentru a dizolva o substanţă, este nevoie ca solventul să aibă aceeași polaritate cu substanța dizolvată. Dacă iodul este o substanță nepolară ne așteptăm să se dizolve mai bine în solvenți nepolari dând soluții de culoare violet (v. Fig. 2). În alcool, sau alți solvenți oxigenați, iodul se dizolvă dând naștere la soluții de culoare brună.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Dizolvaţi iodul rămas într-o soluţie de tiosulfat de sodiu şi turnaţi soluția rezultată în chiuvetă, limpeziţi cu apă. Colectaţi hexanul în recipienți speciali pentru solvenţii organici.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Punerea în evidență a procesului de sublimare [4]

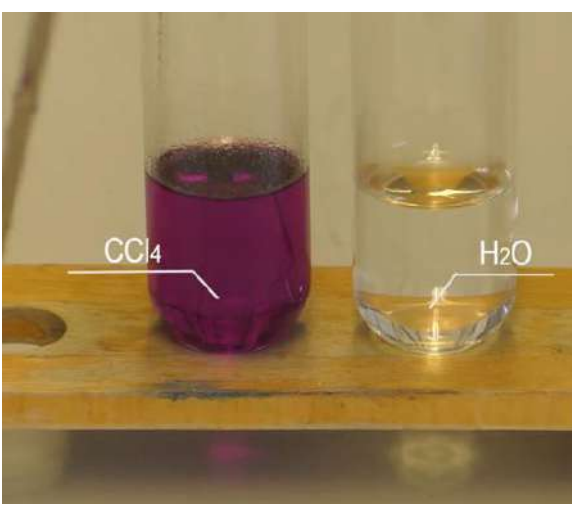


Fig. 2 Procesul de dizolvare a iodului în [4]

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Sublimation_(phase_transition) (13.01.2017)
2. http://www.cumschmidt.de/v_iodsublimation.htm (13.06.2016)
3. General Chemistry, Ninth Edition, Ebbing, Gammon, ISBN: 9780618857487
4. Graphics created with the laboratory and formula maker, Ernst KlettVerlag, Stuttgart

DETECTAREA APEI PRIN UTILIZAREA SULFATULUI DE CUPRU (II)

PREZENTARE GENERALĂ

Scopul experimentului: detectarea vaporilor de apă.

Noțiuni teoretice: cristalele sulfatului anhidru de cupru (II) sunt albe, în timp ce sulfatul de cupru hidratat este de culoare albastru strălucitor.

După cum este cazul majorității metalelor mai grele decât calciul (II), colorarea ionilor poate fi atribuită anulării degenerării orbitalului 3d în urma apropierii de moleculele ligand. În cazul ionilor de Cu^{2+}, atomii de oxigen incărcați parțial negativ ai moleculelor de apă determină împărțirea celor 5 orbitali 3d în două nivele de energie. Electronii pot rezona între cele două nivele prin absorbirea cuantelor de energie cu o frecvență corespunzătoare culorii portocaliu deschis, urmând ca noi să observăm culoarea complementară.

Aceasta este o reacție specifică care face din sulfatul de cupru alb un agent de detectare a apei.

MATERIALE ȘI METODE

Cerințe:

Sulfat de cupru (II) alb și albastru, vas Erlenmeyer cu dop, apă, eprubete, sursă de căldură, pompă de apă.

Mod de lucru:

Utilizare practică: dacă sunteți interesați de prezența apei într-un gaz, este suficient să conduceți fluxul de gaz, sau o parte din el, printr-un dispozitiv simplu ce conține sulfat de cupru alb (II). Dacă acesta rămâne alb, putem fi siguri că în gaz nu există nicio cantitate detectabilă de apă. În cazul în care culoarea se schimbă în albastru … atunci există apă. Putem menționa că acest principiu poate fi utilizat în detectarea urmelor de apă în lichidele neapoase.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$CuSO_4$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$CuSO_4$ (s) + 5 $H_2O_{(l)}$ ---> $CuSO_4$. 5 H_2O (s)

CONCLUZII

Cunoaștem sulfatul de cupru (II) pentahidratat ca fiind cristale de culoare albastru strălucitor; (vezi fig. 1). Sulfatul de cupru (II) anhidru este mult mai fin și este de culoare albă. Reacția cu moleculele de apă are loc doar la suprafață, de aceea rezultatul este o pudră de culoare albăstruie. (vezi fig. 1 și 2)

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Reacția este reversibila, astfel, sulfatul de cupru (II) poate fi utilizat în mod repetat.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

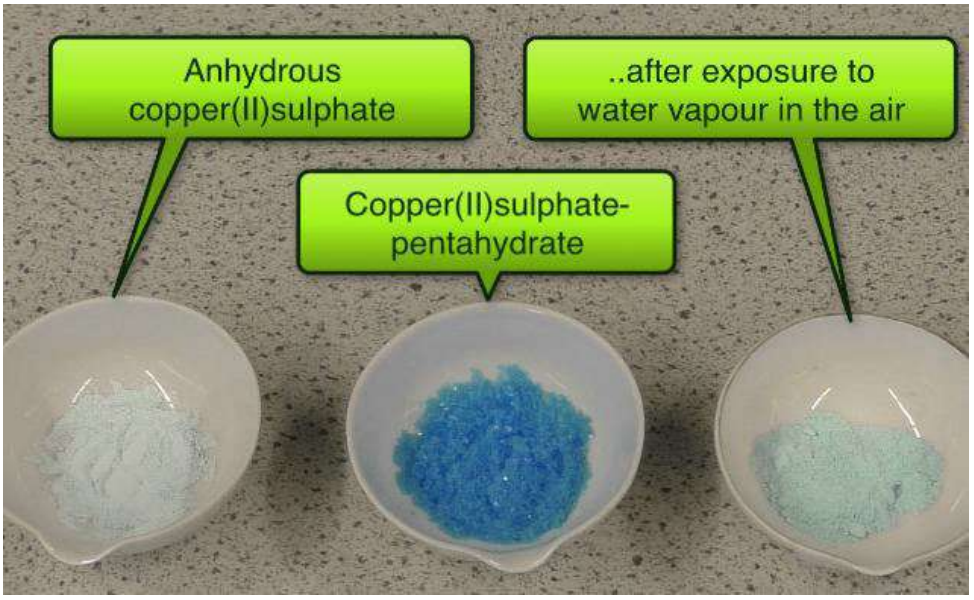


Fig 1. Stânga: sulfatul de cupru anhidru (II); în mijloc: sulfat de cupru (II) pentahidratat; dreapta: sulfat de cupru pentahidratat, sub formă de pudră, după expunerea la vapori de apă.

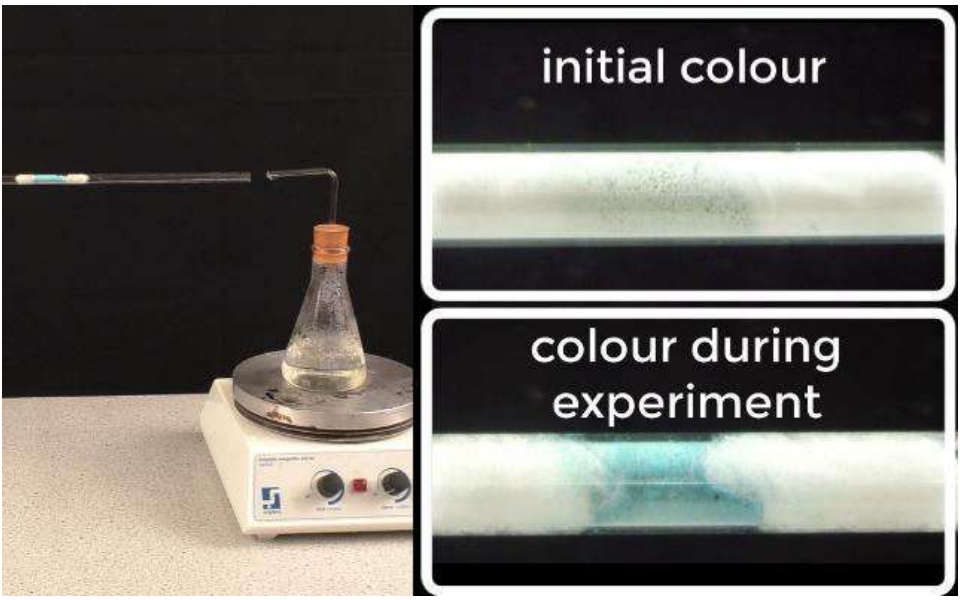


Fig 2. Recipient în care s-a introdus sulfat anhidru de cupru (II) înainte și după expunerea la vaporii de apă**.**

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikipedia.org/wiki/copper(II)_sulphate

UN RECIPIENT GOL... CUM SĂ PRODUCEM SAREA?

PREZENTARE GENERALĂ

Elevii din învățământul secundar trebuie să învețe în anul 4 de studiu diferite aspecte legate de săruri, unul dintre acestea fiind solubilitatea sărurilor în apă. Ei trebuie să se obișnuiască cu reacțiile de precipitare care pot fi utilizate în analizele calitative, dar și pentru îndepărtarea ionilor nedoriți sau în sinteza altor săruri. Acest experiment se va referi la ultima dintre aceste situații.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe:

Sulfat de cupru (II), clorură de cupru (II), clorură de calciu, pahare Berzelius, cântar, filtru, pompă de apă.

Mod de lucru:

Să presupunem că, dintr-un motiv oarecare, avem nevoie de o anumită cantitate de sare. Deschideți dulapul în care sunt păstrate substanțele de laborator, care desigur, trebuie să îndeplinească toate măsurile de siguranță, luați un borcan pe care scrie numele sării de care aveți nevoie și … surpriză, acest borcan pare să fie gol !!! Aparent, cineva a utilizat întregul conținut al borcanului și a uitat să comande un nou stoc din substanța respectivă. Se pare că avem o problemă … sau poate nu?

Datorită diferenței de comportament privind solubilitatea unor săruri, putem produce săruri prin utilizarea inteligentă a diagramelor de solubilitate. Ideea de bază este să combinați două săruri pentru a produce o pereche de ioni solubili și una de ioni insolubili. Când le veți amesteca, perechea ionilor insolubili va precipita, permițându-ne să separăm cu ușurință amestecul de sare prin filtrare. Perechea ionilor rămași în urma filtrării poate fi solidificată prin evaporarea apei.

Vom ilustra această idee prin câteva exemple.

Trebuie să preparați sulfat de calciu. Acesta este greu solubil. Când veți amesteca o sare solublilă de calciu cu un sulfat solubil, sulfatul de calciu va precipita (*Reacția 1*).

Toate sărurile de sodiu, potasiu si amoniu sunt solubile, la fel și azotații și acetații, astfel că este relativ ușor să alegem primele săruri cu care vom lucra.

Puteți separa suspensia prin filtrare. Rețineți că poate să apară o contaminare până la un anumit punct din cauza aderenței filtratului. Filtratul conține perechea solubilă: de exemplu, azotatul de sodiu.

Acum aveți nevoie clorură de cupru (II). Pentru că aceasta este o sare solubilă, veți utiliza o a doua pereche de ioni care trebuie sa fie insolubilă. Spre deosebire de primul caz, sărurile de sodiu, potasiu si cele de amoniu sunt excluse de la utilizare ca săruri inițiale, la fel cum este și cazul nitraților și acetaților.

Obțineți cuprul(II) din sulfat de cupru(II) iar clorul din clorura de calciu. Reacția (1) va începe când veți amesteca cele două substanțe. In mod similar, puteți îndepărta precipitatul prin filtrare. Soluția filtrată va fi clorură de cupru (II) în cazul în care utilizați cantități stoechiometrice. Este important să știți că soluția este saturată cu sulfat de calciu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$CuSO_4$

$CuCl_2$

$CaCl_2$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Ca^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ ---> $CaSO_{4\,(s)}$ (1)

CONCLUZII

Puteți prepara sărurile folosindu-vă de de comportamentul diferit al acestora, în funcție de solubilitate. Trebuie să aveți grijă cum alegeți primele două săruri astfel încât prin amestecarea lor să obțineți o pereche de ioni solubili si o altă pereche de ioni insolubili. Dacă perechea insolubilă este chiar sarea de aveți nevoie, aceasta poate fi separată prin filtrare. Când aveți nevoie de sarea din perechea solubilă o puteți obține prin evaporarea filtratului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Substanțele chimice utilizate nu sunt dăunătoare mediului înconjurător. Din acest motiv ele pot fi tratate ca și apă reziduală.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Surpriză….un borcan gol !

Fig. 2 Nu renunțați…

Fig 3. Iată sarea pe care ați obținut-o!

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. wikipedia.org/wiki.copper(II)sulphate;
2. wikipedia.org/wiki.copper(II)chloride;
3. wikipedia.org/wiki.sodium sulphate;
4. wikipedia.org/wiki.sodium nitrate;
5. wikipedia.org/wiki.calcium sulphate;
6. wikipedia.org/wiki.calcium nitrate;
7. BINAS 6th edition, Noordhoff 2013, the Netherlands.

RELAȚIA DINTRE [H_3O^+] ȘI pH

PREZENTARE GENERALĂ

Apa neutră are un pH de 7. Dacă adaugăm o cantitate mică de soluție de HCl, pH-ul scade brusc, scăderea devenind graduală pe măsură ce adăugăm soluția de HCl. Acest fenomen poate fi explicat prin faptul că pH-ul este o funcție logaritmică a concentrației de ioni de hidroniu.

(pH = $-^{10}\log$ [H_3O^+]). În consecință, scăderea pH-ului cu o unitate înseamnă că soluția devine de 10 ori mai acidă. Vom demonstra relația dintre cantitatea de HCl adăugată și valoarea corespunzătoare a pH-ului prin adăugarea în apă a unor picături cu soluție de 0.1 M HCl, măsurând în același timp pH-ul cu ajutorul unui electrod.
Moleculele de apă sunt puternic legate prin legături de hidrogen. Aceste legături sunt responsabile de disocierea unei cantități mici de molecule de apă după cum arată echilibrul următor:

$$H_2O(l) \leftrightarrow H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \quad (1)$$

cu o valoare a constantei de echilibrului:

$$K_w = [H_3O^+] \, x \, [OH^-] \quad (2)$$

de 10^{-14} la temperatura camerei. În apa pură , [H_3O^+] = [OH^-] astfel pH-ul este = 7. După adăugarea soluției de HCl, crește concentrația [H_3O^+] și pentru că trebuie păstrate condițiile de echilibru, este necesar sa scadă concentrația [OH^-]. Astfel, cantitatea totală de [H_3O^+] este reprezentată prin aportul a două acțiuni: una fiind datorată adaugării soluției de HCl, iar a doua, cauzată de disocierea moleculelor de apă.
Deoarece amestecul este neutru din punct de vedere electric pe întreg parcursul experimentului, există două ecuații care descriu starea sistemului: (i) condiția de echilibru (2), si (ii) egalitatea concentrației sarcinii pozitive cu cea a sarcinii negative, după cum arată și relația:

$$H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-] \quad (3)$$

Ecuațiile (2) și (3) pot fi combinate pentru a se obține o ecuație de gradul doi în $[H_3O^+]$ cu următoarea soluție:

$$[H_3O^+] = \frac{[Cl^-]+\sqrt{[Cl^-]^2+4\cdot K_w}}{2} \quad (4)$$

[Cl^-] provenind direct din cantitatea de acid adăugată. În ecuația nr.4 se poate observa că deja după adăugarea de HCl într-o concentrație de 10^{-6} mol/litru, contribuția disocierii apei la concentrația ionilor de hdrogen este neglijabilă.

MATERIALE SI METODE

Cerințe: Pahar Berzelius, agitator magnetic, electrod și dispozitiv de măsurare a pH-ului, biuretă, acid clorhidric, apă desalinizată.

Mod de lucru: Se așează un pahar gradat ce conține 500 mL apă desalinizată pe un dispozitiv de agitare și se măsoară pH-ul cu ajutorul unui electrod. La început, pH-ul ar putea avea o valoare puțin sub 7 datorită dizolvării dioxidului de carbon. Din această cauză apa trebuie fiartă înainte. Apoi, se adaugă picătură cu picătură soluția de HCl; după fiecare picătură, pH-ul trebuie să se stablizeze. Volumul unei picături se poate stabili separat prin măsurarea cantității unui anumit număr de picături. Procedând în acest mod vom obține o curbă care reprezintă relația dintre pH și volumul de soluție de HCl adăugat.

PERICOL

HCl

GESTIONAREA DEȘEURILOR

Acidul clorhidric diluat poate fi tratat ca apă reziduală.

PHOTO:

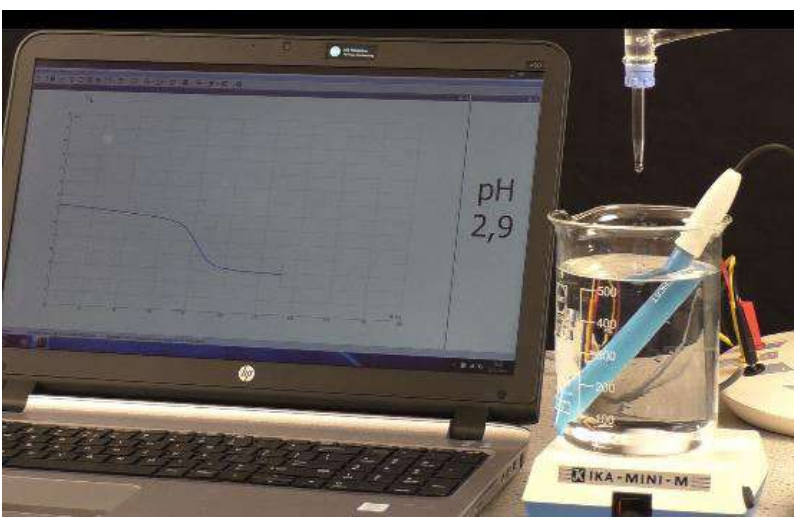


Fig. 1 Curba pH-ului. Apa a fost evident tamponată cu CO_2 / HCO_3^-

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Peters D.G., Hayes J.M., Hieftje G.M., Chemical separations and measurements, Saunders Company, 1974.

RELAȚIA DINTRE [OH^-] ȘI pH

PREZENTARE GENERALĂ

Apa neutră are un pH de 7. Dacă adaugăm o cantitate mică de soluție de NaOH, pH-ul crește brusc, creșterea devenind graduală pe masură ce adăugăm soluția de NaOH. Acest fenomen poate fi explicat prin faptul că pH-ul este o funcție logaritmică a concentrației ionilor de hidroniu.

In consecință, creșterea pH-ului cu o unitate înseamnă că soluția devine de 10 ori mai bazică. Vom demonstra relația dintre cantitatea de NaOH adăugată și valoarea corespunzătoare a pH-ului prin adăugarea în apă a unor picături cu soluție de NaOH 0.1 M, măsurând în același timp pH-ul cu ajutorul unui electrod.
Moleculele de apă sunt puternic legate prin legături de hidrogen. Aceste legături sunt responsabile de disocierea unei cantități mici de molecule de apă după cum arată echilibrul următor:

$$2\ H_2O(l) \leftrightarrow H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \quad (1)$$

cu o valoare a constantei de echilibru:

$$Kw = [H_3O^+] \times [OH^-] \quad (2)$$

de 10^{-14} la temperatura camerei. In apa pură , [H_3O^+] = [OH^-] astfel pH-ul este =7. După adăugarea soluției de NaOH, crește concentrația [OH^-] și pentru că trebuie păstrate condițiile de echilibru, este necesar să scadă concentrația [H_3O^+] .
Deoarece amestecul este neutru din punct de vedere electric pe întreg parcursul experimentului, trebuie să scriem două ecuații pentru a putea descrie starea sistemului: (i) condiția de echilibru (2), si (ii) cantitatea de sarcină pozitivă este egală cu cantitatea de sarcină negativă după cum arată și relația:

$$[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] \quad (3)$$

Ecuațiile (2) și (3) pot fi combinate pentru a se obține o ecuație de gradul doi în $[H_3O^+]$ cu următoarea soluție:

$$[H_3O^+] = \frac{\sqrt{[Na^+]^2 + 4 \cdot K_w} - [Na^+]}{2} \quad (4)$$

[Na^+] provine direct din cantitatea de NaOH adăugat. In ecuația nr.4 se poate observa că [H_3O^+] este produs în totalitate de disocierea moleculelor de apă, numărul lor scăzând pe măsură ce crește cantitatea de soluție de NaOH.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe: Pahar Berzelius, dispozitiv de agitare, electrod și dispozitiv de măsurare a pH-ului, biuretă, NaOH, apă desalinizată.

Mod de lucru: Se așează un pahar Berzelius ce conține 500 mL apă desalinizată pe un dispozitiv de agitare și se măsoară pH-ul cu ajutorul unui electrod. La început, pH-ul ar putea avea o valoare puțin sub 7 datorită dizolvării dioxidului de carbon. Din această cauză apa trebuie fiartă înainte. Apoi, se adaugă picătură cu picătură soluția de NaOH; după fiecare picătură pH-ul trebuie să se stablizeze. Volumul unei picături se poate stabili separat prin măsurarea volumului unui anumit număr de picături. Procedând în acest mod vom obține o curbă care reprezintă relația dintre pH și volumul de soluție de NaOH adăugat.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HCl

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluția diluată de NaOH poate fi tratată ca apă reziduală.

PHOTO

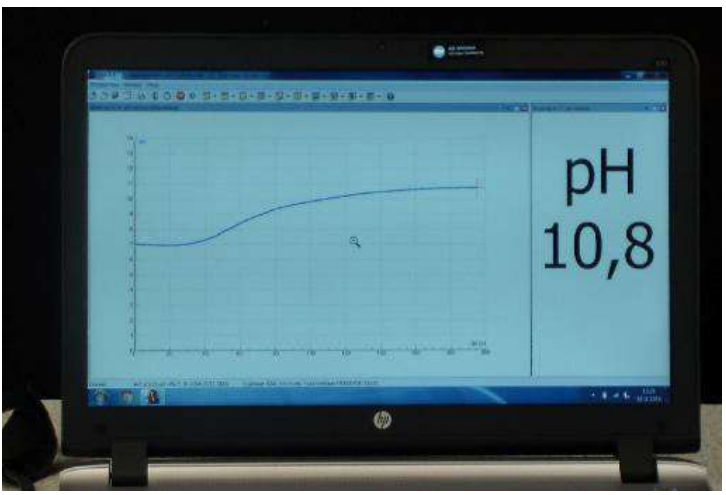


Fig 1. curba de pH în soluție alcalină .

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Peters D.G., Hayes J.M., Hieftje G.M., Chemical Separations and Measurements, Saunders Company 1974.

SEPARAREA AMESTECULUI ÎN CAZUL BĂUTURII COCA–COLA (COKE)®

PREZENTARE GENERALĂ

Scopul acestui experiment este de a separa componentele băuturii marcă înregistrată Coca Cola (Coke)®, obţinând zahăr, pigment şi alți componenți lichizi. În plus, pot fi efectuate teste calitative pentru aldehide, caramel şi fosfor, substanţe care, de obicei, se regăsesc în băuturile carbogazoase.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Reactivi: Reactivul Fehling I (3,5 g sulfat de cupru (II) în 50 mL de apă) şi Fehling II (17,5 g tartrat de sodiu şi potasiu, 6 g hidroxid de sodiu în 50 mL de apă), acid azotic 2M, molibdat de amoniu (sau molibdat de amoniu tetrahidrat), pulbere de filtru de carbon activ;

Materiale:

-2 baloane de 100 de ml;
-capace rezistente la căldură (montate la baza baloanelor din sticlă);
-aparat de încălzire;
-pâlnie;
-termometru (20°C - 120°C);
-condensator Liebig (montat pe baloane);
-4 eprubete din sticlă borosilicat;
-hârtie de filtru;

Procedura:

Într-o primă fază veți analiza cum se poate realiza îndepărtarea pigmentului din coca-Cola prin adsorbţie. Introduceţi hârtia de filtru într-o pâlnie şi umpleţi-o cu pulbere de carbon activ. Turnați peste acest ansamblu băutura carbogazoasă Coca-Cola. (Fig. 1)

În etapa următoare, conținutul de glucoză/zaharoză este separat din filtratul obținut anterior prin intermediul procesului de distilare. Realizați o instalație de distilare cu refrigerent descendent (Fig. 2), la capătul căruia fixați un balon în care colectați distilatul. Distilați timp de 15 minute până când majoritatea lichidului s-a distilat. Această componentă este alcătuită din apă și anumite substanţe cu punct de fierbere scăzut, iar substanţa solidă rămasă reprezintă glucoza/zaharoza conținută de băutura carbogazoasă analizată.

O a treia operaţiune în cadrul acestui experiment o presupune efectuarea testelor calitative pentru a determina existența caramelului,

a aldehidelor şi a fosfaților. Caramelul este identificat dacă filtratul care trece prin pâlnia cu carbon activ devine incolor. Aceasta înseamnă că în filtru, carbonul activ a adsorbit caramelul decolorând băutura.

Prezenţa fosforului/fosfaților o puteţi detecta amestecând produsul filtrat cu molibdatul de amoniu, urmată de adăugarea cu atenţie a acidului azotic 2M, până ce soluţia devine galbenă. Aldehidele sunt detectate cu reactivul Fehling, când se obține un precipitat roşu-cărămiziu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC:

Molibdatul de amoniu este dăunător dacă este înghiţit sau inhalat, periculos şi la contactul cu pielea sau cu ochii. A nu se inhala. Se recomandă purtarea mănuşilor de protecţie (în cazul în care substanţa intră în contact cu ochii, limpeziţi cu multă apă). Păstraţi substanţa într-un recipient închis ermetic.

Acidul azotic diluat este dăunător la contactul cu pielea şi cu ochii, foarte coroziv pentru metale. A se purta ochelari şi mănuşi de protecţie.

Reactivul Fehling I este toxic în cazul înghiţirii sau inhalării. A se purta ochelari de protecţie, a se păstra într-un loc sigur şi ferit. Realizați reacțiile într-o nișă. Reactivul Fehling II este toxic în cazul înghiţirii și la contactul cu pielea. Se recomandă purtarea mănuşilor şi ochelarilor de protecţie.

$(NH_4)_6Mo_7O_{24} \cdot 4\ H_2O$

HNO_3 2.0 M:

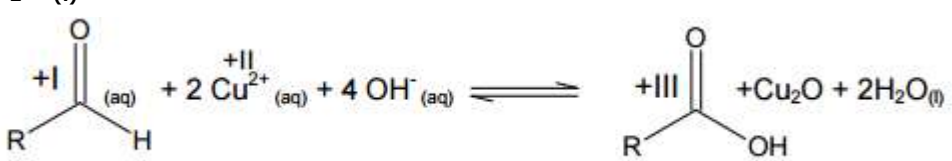
Fehling reagent I

Fehling reagent II

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE:

Testul Fehling (zaharoză):

$RCOH_{(aq)} + 2\ Cu^{2+}{}_{(aq)} + 4\ OH^-{}_{(aq)} \dashrightarrow RCOOH_{(aq)} + Cu_2O_{(aq)} + 2\ H_2O_{(l)}$



CONCLUZII

Puteţi deduce prezenţa caramelului dacă produsul analizat îşi pierde culoarea maronie după filtrarea pe carbon activ. De obicei, caramelul este folosit ca agent de colorare în băuturile carbogazoase.

Prezenţa fosforului este indicată de valoarea pH-ului produsului filtrat, dacă aceasta este <3 se datorează acidului fosforic (mai puţin acidului carbonic). Acidul fosforic este, de obicei, întrebuinţat ca acidifiant în producerea băuturilor carbogazoase, precum Coca-Cola. Identificarea acestuia se face prin colorația galbenă realizată cu molibdatul de amoniu.

Aldehidele, a căror prezenţă este demonstrată prin testul Fehling, sunt în general folosite ca agenţi de aromatizare. Testul Fehling este pozitiv dacă la încălzire se formează un precipitat roșu-cărămiziu de Cu_2O.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Îndepărtarea pigmentului: reziduul diluat în apă poate fi scurs în chiuvetă.

Îndepărtarea procentului de apă: reziduul este extras din balonul de sticlă, scurs în chiuvetă împreună cu acid clorhidric. [C=0,1 mol/L]

Soluţiile rămase (reactivii Fehling) conţin reziduuri de metale grele. Este necesar să le eliminaţi în containerul pentru deşeuri de metale grele.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Procesul de filtrare prin cărbune activ duce la eliminarea caramelului

Fig. 2 Procesul de edistilare elimină apa din Coca Cola punând în evidență în reziduu zahărul

Fig. 3 Mostra de Coca Cola (stânga), filtratul (în mijloc) și soluţia solidă (dreapta) în care se vede că zahărul a caramelizat (s-a brunificat) în cursul distilării

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://unterrichtsmaterialien-chemie.uni-goettingen.de/material/5-6/V5-148.pdf (S.9)
2. http://www.chemieunterricht.de/dc2/haus/v168.htm
3. http://www.coke.at/de/home/

REDUCEREA ŞI OXIDAREA SUBSECVENTĂ A ALBASTRULUI DE METILEN (II)

PREZENTARE GENERALĂ

Experimentul de reducere și oxidare subsecventă a albastrului de metilen (blue bottle experiment) este fundamentat pe o reacţie redox. Se operează cu o soluţie apoasă conţinând glucoză, hidroxid de sodiu şi albastru de metilen, care se agită într-un recipient închis. Culoarea soluţiei se va transforma din incolor în albastru, pentru a se decolora din nou după un timp. Dacă agitaţi în continuare, acest ciclu poate fi repetat. Acest experiment urmăreşte să demonstreze modificarea potenţialului redox al soluţiei în timpul decolorării şi recolorării soluţiei. [1,2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pregătiţi 10g de hidroxid de sodiu, 10g de glucoză şi ~250 de mL de apă deionizată pe care le așezați pe un agitator magnetic. Dizolvaţi-le într-un balon cu fund rotund de 250 mL. Pregătiţi soluţia de albastru de metilen (1% în etanol) și adăugați 1mL în balon. Veţi observa imediat decolorarea soluţiei din balon. Pentru a măsura potenţialul redox al soluţiei, folosiţi un sistem de măsurare cu electrod de platină pH/mV (Fig.1, 2). Puteţi manevra electrodul ţinându-l în mână sau fixându-l într-un suport, asiguraţi-vă însă că vârful acestuia (4-5 cm) intră în contact cu soluţia. Activarea agitării conținutului balonului duce la o cantitate crescută a oxigenului dizolvat în soluţie ceea ce determină schimbarea culorii soluției in albastru, potenţialul redox crescând.

Odată oprită agitarea, potențialul redox al soluției scade, culoarea albastră dispare la un moment dat soluția devenind incoloră. Acest ciclu poate fi repetat de mai multe ori.

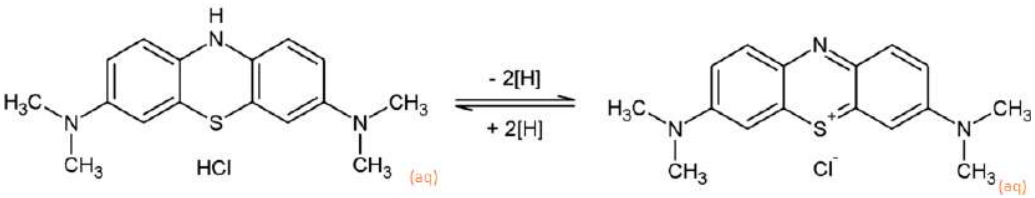
FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Ca alţi acizi corozivi şi alcalini, picăturile soluţiei de hidroxid de sodiu pot descompune cu uşurinţă proteinele şi lipidele din ţesuturile vii prin hidroliza amidică şi hidroliza esterilor. Astfel, există pericolul unor arsuri chimice sau al orbirii permanente dacă substanţa intră în contact cu ochii. De aceea, este imperios necesară purtarea unui echipament de protecţie atunci când se manevrează această soluţie (mănuşi de cauciuc, halate, ochelari de protecţie). [3] În stare lichidă sau gazoasă, albastrul de metilen este inflamabil, nociv dacă este inhalat, provocând leziuni grave organelor. [4]

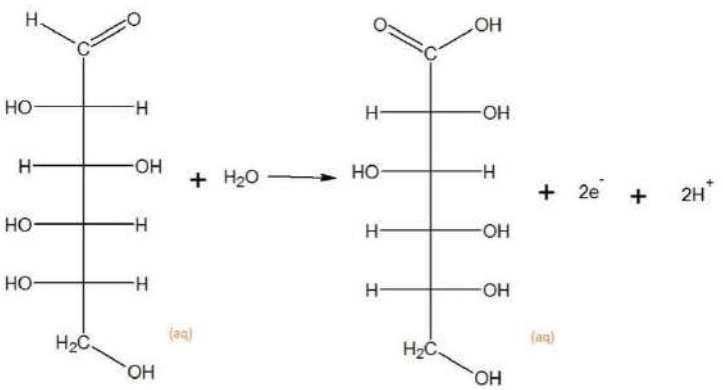
$NaOH_{(s)}$

$C_{16}H_{18}N_3ClS$
(Albastru de metilen)

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



Incolor Albastru



Glucoză Acid gluconic

CONCLUZII

Soluţia apoasă conţine glucoză, hidroxid de sodiu şi albastru de metilen. În primă fază se formează enolatul de glucoză. În faza următoare se produce o reacţie redox a enolatului cu albastrul de metilen. Glucoza este oxidată la acid gluconic, iar acesta în soluţie alcalină se transformă în gluconat de sodiu. Albastrul de metilen se transformă în leucometilen care este incolor. Glucoza dizolvată este un agent puternic reducător, care coboară potenţialul redox al soluţiei la un nivel negative și astfel colorantul albastru de metilen este redus la forma incoloră. Când soluția este agitată puternic și se îmbogățește în oxigen, potențialul redox crește, procesele de oxido-reducere se inversează și albastrul de metilen ia forma albastră oxidată colorând soluția în timp ce gluconatul se reduce la glucoză. Dacă soluția se lasă să stea, nivelul de oxigen nu mai este păstrat la nivel ridicat, glucoza se oxidează din nou la gluconat și albastrul de metilen revine la forma redusă incoloră. Și procesul se repetă la o nouă agitare.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Reactivii pot fi diluați cu apă și eliminați la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Colorant oxidat = albastru

Fig.2 Potenţial electrochimic de -176.9mV

Fig. 3 Colorant redus=limpede, incolor

Fig. 4 Potenţial de -352.8mV

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.Roesky H.W.: *Glanzlichter chemischer Experimentierkunst*, Wiley-VCH 2006, p.71-72
2. http://en.wikipedia.org/wiki/Blue_bottle_experiment, 27.6.16
3. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_hydroxide#Safety
4. http://www.pro-lab.com/msds/stains_pl7027_7028_7029_methylene_blue_msds_eu.pdf

CERNELURI INVIZIBILE

PREZENTARE GENERALĂ

"Cernelurile" invizibile sunt substanţe folosite pentru a scrie mesaje ce rămân ascunse până când cineva știe cum să le aducă la lumină. Dacă scriem pe o hârtie cu suc de ceapă sau de lămâie sau cu lapte și lăsăm scrisul să se usuce mesajul lăsat pe foaie este invizibil. Dacă ținem foaia pe care am scris la căldură putem să identificăm scrisul care apare ca o colorație brună. [1]

MATERIALS AND METHOD

Luaţi o scobitoare pe care o înmuiaţi în suc de ceapă. Scrieţi câteva cuvinte pe o foaie de hârtie. Lăsaţi foaia la uscat într-un loc adecvat sau folosiţi un uscător de păr. După aproximativ 15 minute, veţi putea vizualiza ce aţi scris anterior.

CONCLUZII

După ce aţi scris pe foaia de hârtie folosind sucul de ceapă, compuşii pe bază de carbon sunt absorbiţi de fibrele acesteia. În urma procesului de încălzire, anumite legături chimice sunt rupte, ceea ce duce la eliberarea carbonului astfel că scrisul inițial devine vizibil grație culorii maronii care apare.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluția folosită pentru scriere se diluează cu apă și poate fi aruncată la canal.

Fig. 1 Rezultatul developării scrisului realizat cu suc de ceapă

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.http://chemistry.about.com/od/chemistryhowtoguide/a/invisibleinks.htm01.07.16

CERNELURI INVIZIBILE FOLOSIND COMPLECȘI AI FIERULUI (III)

PREZENTARE GENERALĂ

Fierul (Fe) este un metal important pentru celulele vii. Este prezent în multe procese biochimice, având proprietăți variate. Unul din importantele procese pe care le reglează în organismele vii este transportul gazelor respiratorii în circulația animalelor cu sânge cald, participând la transportul oxigenului și a dioxidului de carbon la și de la celule. Aceasta este posibilă datorită capacității ionului Fe^{2+} de a forma o combinație complexă cu liganzi precum hemul, oxigenul, histidina, combinație denumită hemoglobină (Hbg), a cărei stabilitate depinde de presiunea parțială a O_2 și CO_2 [1]. În același mod, dar având alte roluri, Fe^{3+} poate forma complecși biochimici importanți.

Această serie de experimente studiază abilitatea ionului feric de a se lega de alți liganzi generând complecși variați. Este o serie de trei experimente având în comun prezența aceluiași ion metallic de Fe(III).

EXPERIMENTUL 1 Reacția clorurii de fier (III) $FeCl_3$ cu tiocianură de potasiu, KSCN, este foarte sensibilă și formează o colorație specifică, reprezentând astfel o metodă de identificare a fierului (III) aplicată în chimia analitică. Datorită culorii sale roșii precum sângele, a fost utilizat în industria filmului pentru a simula răni si sângerări. [2]

EXPERIMENTUL 2 Reacția dintre clorura de fier (III) $FeCl_3$ și hexacianoferatul(II) de potasiu (II) $K_4[Fe(CN)_6]$ * $3H_2O$ formează un alt complex bine-cunoscut în istorie (Albastrul de Prusia sau Albastrul de Berlin cunoscut de chimiști ca hexacianoferat(II) de fier(III)). Această substanță este primul pigment sintetic modern. În ciuda conținutului său de cianură, complexul deste considerat sigur pentru oameni și este folosit ca antidot pentru intoxicația cu Cs^+, Tl^+ sau alte metale grele, sau chiar agent antiaglomerant atât pentru sarea de bucătărie cât și pentru cea folosită la deszăpezitul șoselelor [3]. Fiind destul de sigur pentru oameni (până la 10g/zi nu provoacă nici un rău) și datorită solubilității sale mici în apă, complexul este un produs secundar al procesului de îndepărtare a fierului din vinuri. Deoarece este foarte sensibil la cantități mici de fier (III) în soluții, este folosit în identificarea fierului în laborator. Deasemenea, reacția Lassaigne, care este o metodă elementară de analiză calitativă a elementelor din compușii organici (N, C, X, S) folosește acest complex pentru identificarea carbonului și azotului sub formă de ion CN^-.

EXPERIMENTUL 3 este deasemenea de importanță istorică deoarece soluțiile care conțineau fier erau reacționate cu acidul galic din taninuri, formând o soluție închisă la culoare (aproape neagră) folosită ca cerneală[4] nu doar din sec. XII până în sec. XIX, dar și în perioada când au fost scrise Manuscrisele de la Marea Moartă [5]. Este o reacție binecunoscută, folosită în secolele ulterioare în târguri când oamenii, cu impurități de Fe(III) pe mâini se pătau cu negru când se ștergeau pe mână cu un prosop care inițial fusese presărat în secret cu pubere de tanin din galele de stejar.

Motivul pentru care aceste 3 experimente au fost alese rezidă în proprietatea lor de a transforma trei compuși incolori sau aproape incolori diferiți în compuși colorați în reacție cu fierul. Această proprietate a fost folosită în ultimele secole pentru transmiterea mesajelor "invizibile" prietenilor/ rudelor/ subordonaților, evitând astfel interceptarea scrisorii sau a conținutului ei de către inamici. Realizând aceste experimente cu elevii, nu abordăm doar tema combinațiilor complexe, a echilibrului chimic sau a reacțiilor de precipitare din punct de vedere al aplicațiilor analitice, dar îi introducem într-o "conspirație legată de chimie" și totodată prezentăm elemente de istoria științei.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Preparați patru soluții apoase diferite:

SOLUȚIA 1 ca reactiv pentru EXPERIMENTUL 1: soluție de tiocianat de potasiu 2% (poate fi și de sodiu sau amoniu) (KSCN).

SOLUȚIA 2 ca reactiv pentru EXPERIMENTUL 2: soluție de hexacianoferat de potasiu 3% (II) $K_4[Fe(CN)_6] * 3H_2O$.

SOLUȚIA 3 ca reactiv pentru EXPERIMENTUL 3: soluție apoasă de acid galic 2%.

După cum puteți observa, toate soluțiile sunt ori incolore ori gălbui. Cele trei experimente constau în scrierea cu aceste trei soluții, folosind o pană sau o peniță, pe o bucată mare de hârtie sau carton. Lăsați-o să se usuce.

Între timp preparați **SOLUȚIA 4**, care este o soluție apoasă de clorură ferică ($FeCl_3$) 1%. Această soluție este gălbui pal. Puneți soluția într-un sprayer/pulverizator. (Puteți folosi chiar și o sticlă de parfum goală și curățată cu grijă sau un flacon în care a fost o soluție de curățat geamuri). Pulverizați SOLUȚIA 4 peste cartonul scris și observați modificările.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Clorura ferică poate produce iritații ale pielii și este periculoasă dacă este ingerată. Folosiți întotdeauna echipament de protecție/ochelari de

protecție. Tiocianatul de potasiu este deasemenea periculos dacă este ingerat, inhalat, sau în contact cu pielea. Poate degaja gaze foarte toxice în contact cu acizi (ex.: acid cianhidric și dioxid de sulf) Hexacianoferatul(II) de potasiu este supus unor restricții severe cu toate că nu are simboluri GHS alocate [6].

Acidul galic poate provoca iritații ale pielii, ochilor și sistemului respirator.

$FeCl_3$		KSCN	
$K_4[Fe(CN)_6] * 3H_2O$	Periculos pentru mediul acvatic	Acid galic	

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Pentru experimentul nr. 1: complexul de tiocianat de fier

$$FeCl_{3\,(aq)} + KSCN_{(aq)} \longrightarrow Fe(SCN)Cl_{2\,(aq)} + KCl_{(aq)}$$

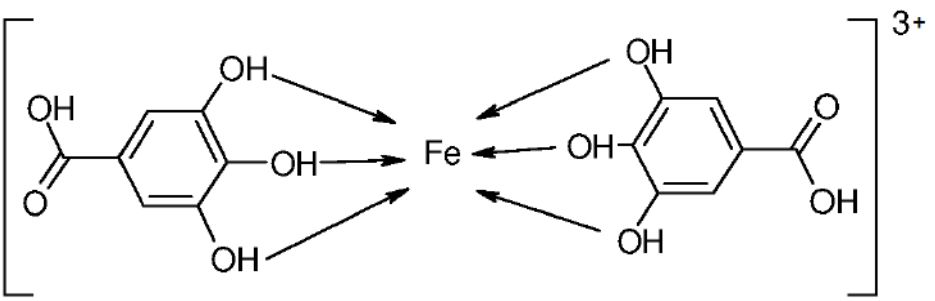
$$FeCl_{3\,(aq)} + 3\,KSCN_{(aq)} \longrightarrow Fe(SCN)_{3\,(aq)} + 3\,KCl_{(aq)}$$

$$FeCl_{3\,(aq)} + 6\,KSCN_{(aq)} \longrightarrow K_3[Fe(SCN)_6]_{(s)} + 3\,KCl_{(aq)}$$

Pentru experimentul nr. 2, formarea hexacianoferatului (II) de fier (III)

$$4\,FeCl_{3\,(aq)} + 3K_4[Fe(CN)_6]_{(aq)} \longrightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_{3\,(s)} + 12\,KCl_{(aq)}$$

Pentru complexul fierului (III) cu acidul galic în experimentul 3:



CONCLUZII

Observați că după uscare, scrisul dispare.

Tiocianatul de potasiu KSCN este un compus alb, solid care generează soluții incolore când este dizolvat în apă în timp ce ionii de Fe(III) sunt hidratați în soluții apoase formând un hexahidrat de culoare galben deschis ($Fe(H_2O)_6^{3+}$). La amestecarea celor două soluții, se formează tiocianat de fier ($[Fe(SCN)(H_2O)_5]^{2+}$) sau un precipitat abundent roșu

închis de tris-tiocianat de fier(III) $Fe(SCN)_3$ respectiv complexul de hexatiocianoferat(III) de potasiu. Prin urmare, pulverizând soluția de fier peste tiocianatul incolor, se observă o colorație roșie datorită complexului de tiocianat de fier format, metoda fiind similară tehnicilor de developare a fotografiilor. Developând un scris realizat cu hexacianoferat(II) de potasiu observăm apariția scrisului cu albastru datorită formării hexacianoferatuuli(II) de fier (III) care este cunoscut sub numele de Albastru de Berlin. Scrisul realizat cu o soluție alcoolică de acid galic se developează cu $FeCl_3$ ca o scriere de culoare neagră.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile pot fi aruncate la chiuvetă după ce au fost diluate considerabil și soluția de clorură de fier poate fi colectată într-un container pentru deșeuri metalice puțin toxice. Soluțiile de ferocianură de potasiu trebuie mai întâi reacționate cu soluții de Fe(II) sau Fe(III) iar apoi complexul albastru format poate fi aruncat la chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

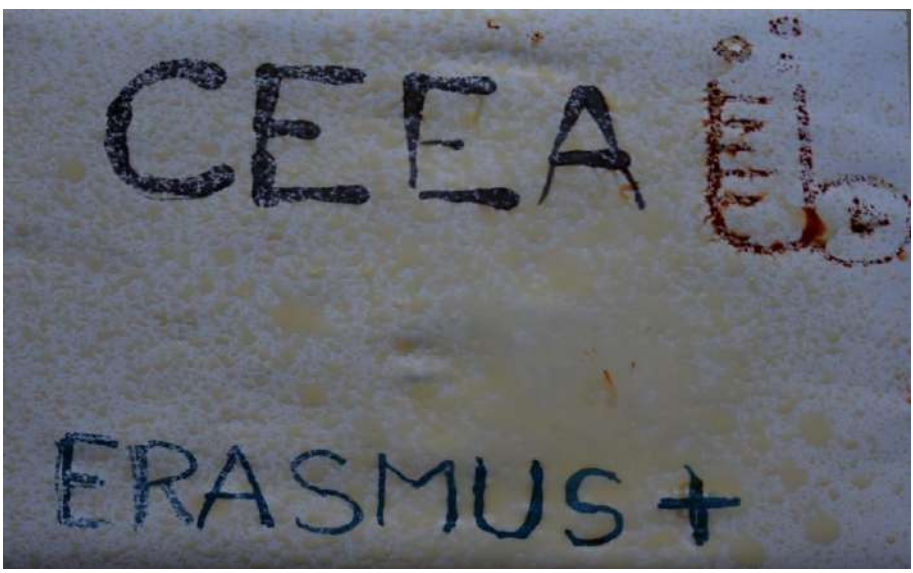


Fig. 1 Scrisoare redactată cu cele trei tipuri de cerneală invizibilă, toate cele trei tipuri de scriere fiind developate cu aceaasși soluție $FeCl_3$ 5%.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Hemoglobin
2. http://www.chemicalconnection.org.uk/chemistry/topics/view.php
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Prussian_blue
4. http://www.google.com/patents/EP2399567A1?cl=en for gallic acid complex with Fe
5. https://en.wikipedia.org/wiki/Gallic_acid
6. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ? potassium thiocyanate & potassium%20ferrocyanide

EXPERIMENTUL STICLEI ALBASTRE

PREZENTARE GENERALĂ

Prezentul experiment se bazează pe o reacţie redox. O soluţie apoasă incoloră formată din glucoză, hidroxid de sodiu, albastru de metilen, se agită bine într-o sticlă închisă, când devine albastră.Lăsată să stea, soluția se decolorează, operația de agitare repetată dând din nou o soluție albastră. Procesul se poate realiza și cu alte zaharide reducătoare în afară de glucoză, în prezența unor coloranți, de asemenea cu proprietăți reducătoare. În prezentul experiment s-a ales albastrul de metilen întrucât acesta este un colorant obișnuit, comun în laboratorul de chimie, cu multiple aplicații practice în medicină (în trecut) [1,2, 3]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru realizarea experimentului aveți nevoie de un balon de 250 mL cu fund plat care se poate închide cu un dop ce asigură etanșeitate.

Pregătiţi 10 g de hidroxid de sodiu, 10 g de glucoză şi 230 de mL de apă deionizată. Dizolvaţi-le într-un balon de sticlă de 250 de mL, amestecaţi bine cu ajutorul unui baghete pentru ca soluţia să fie omogenă. Pregătiţi soluţia de albastru de metilen (w=1% în etanol). Cu ajutorul unei pipete, adăugaţi 1 mL din această soluţie. Veţi observa imediat după adăugarea colorantului că acesta se decolorează. Închideți cu un dop. Agitați cu putere balonul permițând oxigenului de deasupra soluției să se amestece cu lichidul. Când soluţia este lăsată în repaus, veţi observa cum culoarea dispare din nou. Acest ciclu redox poate fi repetat de mai multe ori fiecare agitare determinând colorarea soluției în albastru.

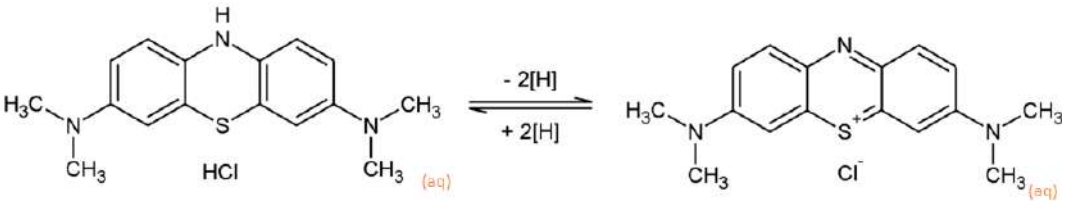
FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Hidroxidul de sodiu cauzează arsuri severe, de aceea este obligatorie purtarea ochelarilor şi mănuşilor de protecţie. Albastrul de metilen este nociv în caz de înghiţire.

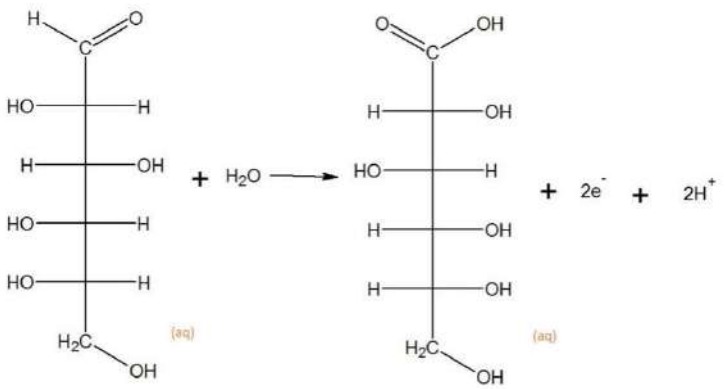
$NaOH_{(s)}$

$C_{16}H_{18}N_3ClS$
(Albastru de metilen)

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



Incolor Albastru



Glucoză Acid gluconic

CONCLUZII

Experimentul este identic cu cel anterior singura diferență este modalitatea prin care se asigură îmbogățirea cu oxigen (cu un agitator magnetic în cazul anterior) sau prin agitarea soluției în balon închis cu o cantitate de aer deasupra soluției.

Soluţia apoasă conţine glucoză, hidroxid de sodiu şi albastru de metilen. În primă fază se formează enolatul de glucoză. Glucoza este oxidată la acid gluconic, iar acesta în soluţie alcalină se transformă în gluconat de sodiu. În faza următoare se produce o reacţie redox a enolatului cu albastrul de metilen. Albastrul de metilen se transformă în leucometilen care este incolor. Glucoza dizolvată este un agent puternic reducător, care coboară potenţialul redox al soluţiei la un nivel negativ astfel colorantul albastru de metilen este redus la forma incoloră. Când soluția este agitată puternic și se îmbogățește în oxigen, potențialul redox se modifică, procesele de oxido-reducere se inversează și albastrul de metilen ia forma albastră oxidată colorând soluția în timp ce gluconatul se reduce la glucoză. Dacă soluția se lasă să stea, nivelul de oxigen nu mai este păstrat la nivel ridicat, glucoza se oxidează din nou la gluconat și albastrul de metilen revine la forma redusă incoloră. Și procesul se repetă la o nouă agitare.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Reactivii pot fi diluați cu apă și eliminați la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Decolorarea albastrului de metilen

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.Roesky H.W.: *GlanzlichterchemischerExperimentierkunst*, Wiley-VCH 2006, p.71-72
2.http://www.chids.de/dachs/wiss_hausarbeiten/Kohlenhydrate_Gerner/versuche/protokolle/blue_bottle.pdf, 20.4.16
3.https://en.wikipedia.org/wiki/Blue_bottle_experiment, 27.6.16

SEMAFOR: ROȘU, GALBEN, VERDE

PREZENTARE GENERALĂ

În același registru al reacțiilor de oxidare și reducere subsecvente, cum a fost cea anterioară prezentată pentru soluția alcalină de glucoză cu albastru de metilen putem să imaginăm schimbări de culoare cu alți coloranți sensibili la schimbarea potențialului redox.

O reacție foarte ilustrativă este balansul reacțiilor de oxidare ale glucozei în mediu bazic în prezența colorantului indigo-carmin. În cazul acestui ansamblu avem o trecere a culorilor de la galben la roșu apoi la verde. [1,2,3]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

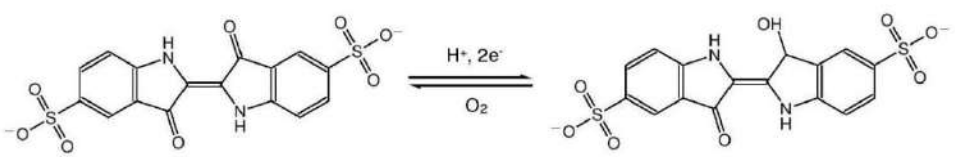
Dizolvați 2 g glucoză în 50 mL apă fierbinte într-un pahar Berzelius. Adăugați 10 mL soluție NaOH 2m. Puneți într-un balon de 250 mL un volum de 50 mL apă fierbinte și adăugați un vârf de spatulă de indigo carmin. Culoarea se schimbă în albastru. Adăugați balonului soluția fierbinte de glucoză alcalinizată. Observați cum se schimbă culoarea. Așteptați pentru a pune în evidență alte culori care apar. Schimbați culoarea doar agitând balonul. Dacă îl agitați mai tare culoarea se schimbă din nou.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Hidroxidul de sodiu este foarte coroziv și caustic. El poate provoca răni grave dacă ajunge pe piele. Folosiți mănuși și ochelari de protecție.

NaOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

În cursul reacției apar mai multe culori. Culoarea de pornire este albastră, atunci când doar colorantul este dizolvat în apă. Soluția devine verde dacă acesteia i se adaugă soluția alcalină de glucoză. Lăsată să stea, fără să agităm soluția, ea devine roșie apoi galbenă. Dacă agităm puternic soluția, ea devine din nou verde. Transformarea de culoare se

datorează reacțiilor reversibile de oxidare și reducere la care este supus indicatorul. Când se agită soluția colorantul este oxidat de către oxigenul din aer care se dizolvă în soluție. În forma redusă colorantul este galben, când este parțial oxidat devine roșu și complet oxidat este verde. Soluția lăsată să stea își schimbă culoarea de la verde la galben deorece glucoza se oxidează reducând colorantul din nou la forma galbenă. Procesul se poate repeta, la o nouă agitare obținându-se o nouă schimbare de culoare.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

La final, soluția rezidual se poate arunca la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

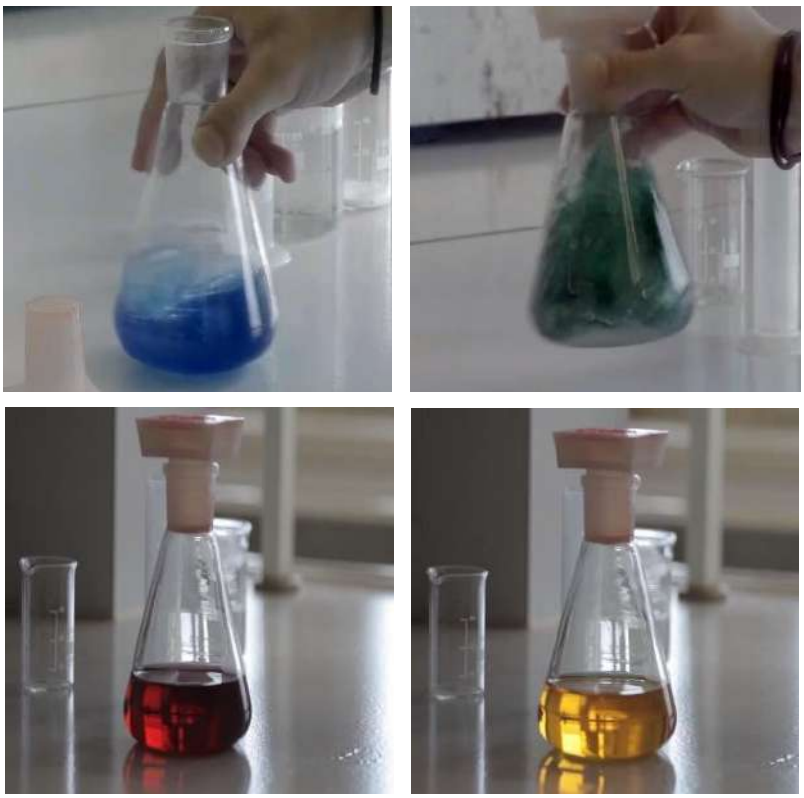


Fig. 1-4 forma inițială (albastră), forma oxidată prin agitare cu aer (verde) și forma intermediară (roșie) respectiv forma redusă (galbenă) pentru indigo carmin în asociere cu glucoză alcalinizată.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Roesky H.W., Möckel K., *Chemische Kabinettstücke,* Wiley-VCH 1994, p.236-237
2. https://projects.ncsu.edu/project/chemistrydemos/Kinetics/Blue%20Bottle.pdf
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Chemical_traffic_light_experiment

ŞARPELE FARAONULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Comprimatele Emser®Pastille conţin săruri naturale ca sursă de minerale, printre care cele două ingrediente-cheie ale experimentului de mai jos, bicarbonatul de sodiu şi bicarbonatul de potasiu. Al treilea ingredient-cheie folosit în prezentul experiment este zahărul. Cei doi bicarbonaţi se descompun sub efectul încălzirii; are loc o reacţie chimică în urma căreia se va forma dioxid de carbon, care expandează zahărul, care se află în amestec și care și el se descompune într-o masă amorfă neagră. În spatele acestui experiment se află o legendă despre Aaron, fratele lui Moise care cerea insistent faraonului să elibereze sclavii evrei. La refuzul faraonului de a face acest lucru, și la cererea faraonului de a face un miracol Aaron și-a aruncat toiagul în fața faraonului, toiag care s-a transformat într-un șarpe uimindu-l pe faraon. Acesta a dat ordin preoților săi să facă la fel și să realizeze o astfel de magie. Potrivit legendei, preoții au reușit dar șarpele lui Aaron ia înghițit pe toți. Imaginați-vă un astfel de ”miracol” în cadru prezentului experiment. [1, 2, 3, 4, 5]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Într-un bol de porţelan adăugaţi o cantitate oarecare de nisip. Luaţi 3-4 comprimate Emser®Pastille, scufundaţi-le în etanol, iar apoi îngropaţi-le în nisip, cât mai aproape una de alta. Adăugaţi mai mult etanol peste pastile. Apoi îndepărtaţi flaconul cu etanol pentru a evita accidentele. Cu ajutorul unei brichete, aprindeţi tabletele şi observaţi cum “un şarpe negru” numit “şarpele faraonului” se înalţă din amestecul realizat.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Etanolul este puternic inflamabil, trebuie ţinut departe de orice sursă de foc.

C_2H_5OH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2\ NaHCO_{3\,(s)} \longrightarrow Na_2CO_{3\,(s)} + H_2O_{\,(g)} + CO_{2\,(g)}$$

$$C_6H_{12}O_{6\,(s)} \longrightarrow 6\ C_{(s)} + 6\ H_2O_{\,(g)}$$

CONCLUZII

Când etanolul este aprins, bicarbonatul de sodiu din pastile se descompune şi astfel este eliberat dioxidul de carbon. În plus, zahărul conţinut în pastile se încălzeşte dar nu poate arde din cauza dioxidului de carbon format, astfel încât o mare parte din cantitatea de zahăr se carbonizează tocmai din cauza deficienţei de oxigen. Carbonul produs în timpul procesului de carbonizare este umflat de dioxidul de carbon rezultat. Astfel, este generat aşa-numitul "şarpe al faraonului".

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Resturile solide pot fi aruncate la gunoi.

PHOTO

Fig. 1 Reacţia denumită "şarpele faraonului"

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.https://www.youtube.com/watch?v=T1WNfITP5MY&list=PLlxOW5VSfflPPII0uCBVYX4Pv3W0d_oH4&index=5&feature=iv&src_vid=uoTi_32XlEE&annotation_id=annotation_1721068263, 01.07.16
2.https://www.youtube.com/watch?v=uoTi_32XlEE, 01.07.16
3.https://www.tu-emnitz.de/chemie/anorg/files/reagi/Versuche%202012.pdf, 01.07.16
4. www.emser.de, 01.01.17

LUMÂNĂRI COMESTIBILE

PREZENTARE GENERALĂ

Experimentul de mai jos înfăţişează modalităţi de a confecţiona o lumânare din materiale comestibile. Pentru combustia lumânării, sunt necesare trei componente: combustibil, energie de activare şi oxigen. Combustibilul este extras din uleiul de migdale sau din cel de măsline, energia de activare este obținută cu ajutorul unui chibrit sau brichetă, iar oxigenul necesar arderii provine din aer. [1, 2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale: Portocală, măr sau cartof, migdale decojite, ulei de măsline

Devices: Cuțit și chibrituri/brichetă

Lumânare confecţionată din măr:
Tăiaţi un măr sau un cartof, dându-i o formă apropiată de cea a unei lumânări. Luaţi o migdală şi aşezaţi-o în interiorul mărului/cartofului. Aprindeţi folosind bricheta sau chibriturile.

Lumânare confecţionată din portocală:
Portocala este poziţionată pe o suprafaţă plană, tăiată în jumătate. Folosindu-vă de cuţit, scoateţi jumătățile de felii de portocală, astfel incât să rămână doar miezul alb din centru şi coaja. Umpleţi jumătatea cu ulei de măsline. Aprindeţi miezul alb îmbibat în ulei folosind bricheta sau chibriturile.

CONCLUZII

În ceea ce priveşte lumânarea de tip măr, în timpul încălzirii, uleiul din migdală începe să se evapore, iar vaporii degajați ard deasupra migdalei. Aceasta are multă grăsime, ceea ce întreţine arderea pentru mai mult timp. Mărul şi cartoful au rol de susținere, nefiind relevante pentru arderea efectivă.

În cazul lumânării din portocală, prin efectul capilar al miezului, uleiul de măsline este aspirat la capătul superior şi vaporizat de către sursa de foc, care arde deasupra miezului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Experimentul nu implică substanţe chimice, astfel toate materialele folosite pot fi depozitate în coşul pentru deşeuri menajere.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

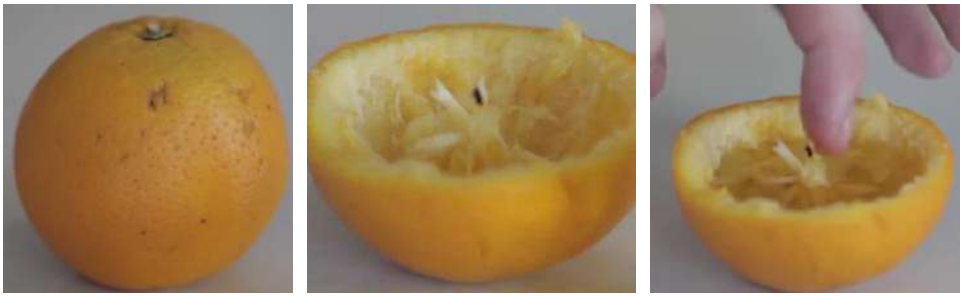


Fig.1: Pregătirea unei lumânări dintr-o portocală

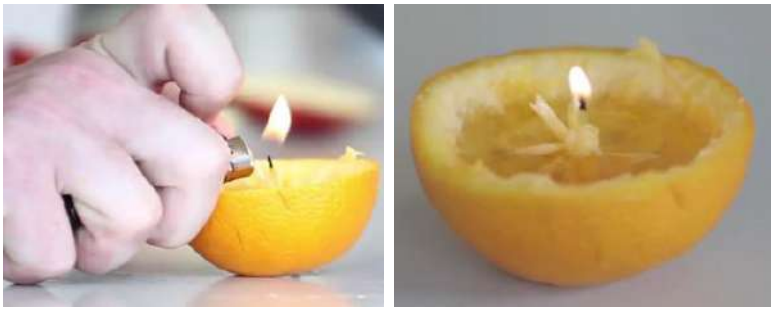


Fig.2: Aprinderea pedunculului

Fig.3: Pregătirea mărului, aprinderea migdalei

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://www.youtube.com/watch?v=KKeGi-MYc3o 10.01.2017
2. https://www.youtube.com/watch?v=833FgExj-I0 10.01.2017

ŞAPTE CULORI ÎNTR-UN SINGUR AMESTEC

PREZENTARE GENERALĂ

La capitolul solubilitate se studiază factorii care influențează solubilitatea. Natura (polaritatea) solventului și a solutul este unul din factorii principali care dictează cine pe cine dizolvă. Experimentul de mai jos demonstrează gradul în care densitatea și polaritatea substanțelor influențează solubilitatea, precum şi comportamentul diferitelor amestecuri, care au polarități și densități diferite atunci când sunt puse împreună într-un recipient. În continuare se demonstrează că din cauza densităţii/polarităţii diferite, anumite substanțe chimice sau amestecuri nu se combină, ci rămân, pur şi simplu, unul deasupra altuia. [1, 2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Luaţi următoarele materiale şi substanţe chimice, respectând ordinea de mai jos; turnaţi-le apoi într-un cilindru gradat.

Dispozitive	Substanțe chimice
Cilindru de măsurare	Miere
	Sirop de tuse
Pipetă	Detergent de vase
Lingură	Apă cu un colorant alimentar (vopsea de ouă)
	Ulei vegetal
	Alcool
	Petrol lampant

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Petrol lampant

Petrolul lampant este foarte inflamabil. A nu se manevra lângă o flacără deschisă!

CONCLUZII

Polaritatea diferită a amestecurilor folosite precum și diferența de densitate face ca amestecurile turnate în cilindrul gradat să nu se

amestece. Se începe cu turnarea celui mai dens amestec: mierea, adăugându-se succesiv celelalte amestecuri în ordine descrescătoare a densității, urmând ca cel mai puțin dens lichid: petrolul lampant să fie adăugat ultimul. Observați stratificarea amestecurilor adăugate. Alegeți detergentul de vase și respectiv colorantul alimentar de așa manieră încât să existe contrast între straturile vecine care, fiecare sunt colorate într-un anume fel.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Deoarece niciunul dintre reactivii chimici de mai sus nu sunt periculoși, ei pot fi aruncați la canal. Petrolul lampant și uleiul vegetal trebuie colectate separat, în containere destinate colectării substanțelor organice inflamabile.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

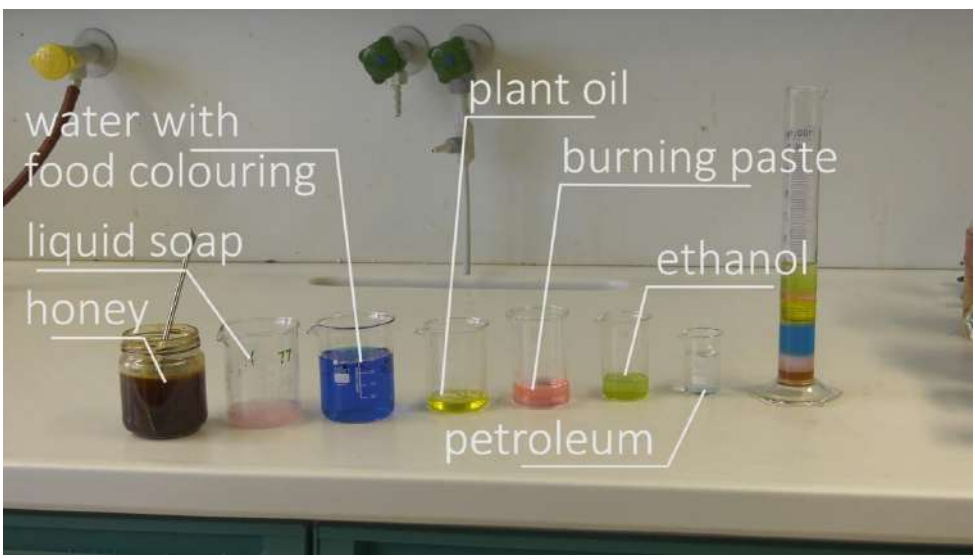


Fig. 1 Șapte substanțe așezate în același cilindru fără amestecarea lor. Stratificarea se datorează diferenței de densitate și diferenței de polaritate care împiedică dizolvarea reciprocă.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.chemieunterricht.de/dc2/tip/08_10.htm10.01.2017
2.http://www.lehrmittelboutique.net/home-mainmenu-1/751-chemie-im-alltag, 10.01.17

DETERMINAREA CONȚINUTULUI APEI DE CRISTALIZARE ÎN $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

PREZENTARE GENERALĂ

Sărurile sunt combinații chimice alcătuite din ioni pozitivi (de cele mai multe ori ioni ai metalelor) și ioni negativi (deseori ioni ai nemetalelor sau ioni compuși derivați din acizi). Datorită legăturilor chimice puternice stabilite între ioni, sărurile sunt substanțe solide în condiții standard, cristalizând în diferite rețele de cristalizare. Deseori sărurile înglobează în rețeaua de cristalizare molecule de apă, ceea ce face ca formula lor chimică să cuprindă pe lângă sarea propriu zisă și un anumit număr de molecule de apă, numită apă de cristalizare. Acest tip de compuși chimici poartă numele de cristalohidrați. Numărul de molecule de apă de cristalizare din cristalohidrați este specific pentru fiecare sare în parte și nu există o regulă care să anticipeze acest număr.

Eliminarea apei dintr-un cristalohidrat este deseori însoțită de schimbări structurale ale cristalului. Aceasta sugerează că moleculele de apă de cristalizare sunt legate prin legături slabe, intermoleculare de ionii din rețeaua cristalină a sării. [1]

Sulfatul de cupru(II) sau sulfatul cupric are formula $CuSO_4$. Această sare există în diferite forme hidratate de la pulbere albă, nehidratat, la pentahidratul cu formula ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) fiind cunoscut și sub numele de *piatră vânătă*. Forma anhidră se găseste rareori sub forma mineralului calcocianat. Calcanitul este varietatea comună pentahidratată, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ iar bonatitul $CuSO_4 \cdot 3H_2O$ și bootitul $CuSO_4 \cdot 7H_2O$ sunt varietăți mai rare.

Cea mai cunoscută utilizare a acestui compus în gospodărie este folosirea lui ca fungicid, la tratarea pomilor, a viței de vie și tratamentul diferitelor specii leguminoase sau floricole [2].

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Apa de cristalizare a unui cristalohidrat poate fi eliminată prin încălzire. Procesul este folosit industrial pentru eliminarea apei de cristalizare din gips și fabricarea ipsosului. Același procedeu se poate aplica de exemplu unei probe de sulfat de cupru pentahidrat $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ pentru evidențierea apei și respectiv a hidratării. Luați 10 g de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ într-o eprubetă uscată și încălziți sarea la flacăra unui bec de gaz. Observați schimbările care apar în eprubetă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Purtați ochelari de protecție în timpul experimentului. Datorită faptului că se folosește focul deschis respectați normele de bază pentru protecția împotriva incendiilor și aveți grijă să preveniți arsurie accidentale. Se recomandă purtarea unei măști pentru prof în vederea prevenirii inhalării cristalelor de sulfat de cupru.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ **$CuSO_4$**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O_{(s)} \rightleftharpoons CuSO_{4(s)} + 5H_2O_{(g)}$$

CONCLUZII

Apa din structura cristalină a cristalohidratului este evaporată în timpul încălzirii. Odată oprită încălzirea, la răcirea conținutului eprubetei, culoarea sulfatului de cupru alb revine la albastru din cauza înglobării apei din atmosferă sau din cauza scurgerii picăturilor de apă de pe pereții eprubetei.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Compușii de cupru trebuie eliminați în containere destinate colectării reziduurilor anorganice netoxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ înainte de procesul de încălzire.

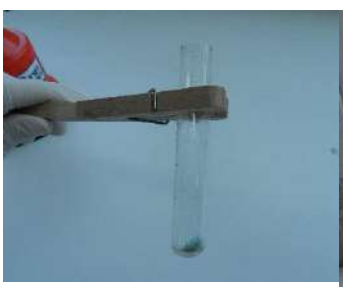


Fig. 2 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ devine alb murdar $CuSO_4$ când este încălzit și pierde apa de cristalizare.

Fig. 3 La răcirea conținutului eprubetei se reformează $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ din cauza interacției cu vaporii de apă din atmosferă sau cu apa depusă pe pereții eprubetei.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1., P. Aslanidis, A. Giouri, C. Bolos; *Synthetic Inorganic Chemistry*; Pigasos Publishers, Thessaloniki 1995
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Copper(II)_sulfate

DETERMINAREA CONȚINUTULUI APĂ DE CRISTALIZARE DIN CRISTALOHIDRAȚI

PREZENTARE GENERALĂ

Dacă ne uităm pe etichetă diferitelor săruri furnizate de companiile de produse chimice vom observa adesea că formula chimică a sărurilor include diferite numere de molecule de apă încorporate în structură. Aceste săruri sunt numite săruri hidratate iar masa lor molară include masa moleculelor de apă încorporate, deoarece acestea sunt prezente în structura cristalină a sării și formează apa de cristalizare. Observați de exemplu etichete de $CaSO_4*2H_2O$, $2CH_3\text{-}COOH*3H_2O$, $CuSO_4*5H_2O$, $NiCl_2*6H_2O$, $NiSO_4*7H_2O$, $Na_2CO_3*10H_2O$. Nu există o regulă care să definească numărul de molecule de apă într-o sare. Este important să cunoaștem acest număr deoarece trebuie să ținem cont de apa de cristalizare la prepararea soluțiilor de concentrații exacte, ca de exemplu conținutul de sare din soda hidratată,$Na_2CO_3*10H_2O$, este doar 37%.

Următorul experiment descrie modul de determinare a apei de cristalizare dintr-un cristalohidrat. Procedura este general valabilă în ciuda faptului că este descrisă pentru o anumită sare, principiul fiind aplicabil pentru orice sare hidratată.

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Pentru a determina conținutul de apă de cristalizare dintr-o sare va trebui să încălziți o anumită cantitate de cristalohidrat pentru a permite eliminarea (evaporarea) apei. Măsurând masa de sare inițială și finală (înainte și după încălzire) puteți calcula masa de apă.

Luați o capsulă de evaporare din porțelan cu capac și cântăriți-o. Puneți în ea 24.64 g de $MgSO_4*7H_2O$ și cântăriți masa totală. [1] Încălziți capsula 250-300°C pentru a permite moleculelor de apă să părăsească structura cristalină și să se evapore. Dacă amestecul începe să arunce afară conținut, acoperiți capsula cu capacul pentru a evita ca sarea să părăsească sistemul. Măsurați pierderea de masă. Puneți capsula înapoi pe încălzitor și continuați încălzirea. După câteva minute cântăriți din nou și măsurați pierderea de masă înregistrată. Repetați procedura până obțineți aceeași masă pentru două cânăriri consecutive. Transformați cantitatea de sare în moli. Calculați pierderea de masă, considerând că provine doar de la apa care a părăsit sistemul, calculați numărul de moli de apă pierduți și asociați cele două rezultate pentru a obține formula corectă a cristalohidratului.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [2]

Nu există pericole asociate cu utilizarea sulfatului de magneziu, deoarece este o sare folosită în medicină și agricultură.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$MgSO_4{}^*7\,H_2O_{(s)} \text{ ---> } MgSO_{4(s)} + 7\,H_2O_{(l)}$$

CONCLUZII

Aplicând procedura descrisă obținem următoarele rezultate: 24.69 g de cristalohidrat, 12.06 g variația de masă = 12.06 g de apă = 0.67 moli de apă, 12.63 g de sare deshidratată = 0.104 moli de sare.

Calculând formula moleculară a sării obținem $MgSO_4*7H_2O$ care este în concordanță cu formula de pe etichetă.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sulfatul de magneziu se găsește în natură dizolvat atât în apele de suprafață cât și în cele de adîncime. Sarea anhidră obținută poate fi folosită pentru alte experimente (identificarea ionilor SO_4^{2-}) sau poate fi aruncată la gunoi sau dizolvată în apă și aruncată la chiuvetă.

IMAGINI

Fig. 1 $MgSO_4*7H_2O$ sub formă de sare hidratată

Fig. 2 Sarea albă, solidă obținută la deshidratarea cristalohidratului de $MgSO_4*7H_2O$.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Earl B.; Wilford D.; *Cambridge IGCSE Chemistry Laboratory Practical Book*; Hodder Education, London, 2015, p. 103-105
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Magnesium_sulfate

REACTIVI DE BAZĂ PENTRU APĂ, DIOXID DE CARBON ŞI DIOXID DE SULF

PREZENTARE GENERALĂ

Este ştiut faptul că arderea multor materiale duce la emisia apei, a dioxidului de carbon şi, eventual, a dioxidului de sulf. Însă, compuşii vor fi emişi numai dacă materia primă este reprezentată de atomi de carbon, hidrogen şi sulf. Acest experiment urmăreşte să demonstreze o metodă care să indice concentraţia de apă, dioxid de carbon şi dioxid de sulf.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Vas de spălare gaze (2); Apă de var, aprox. 200 ml
- Soluţie de iod dizolvată în apă, aprox. 200 ml
- Sulfat de cupru anhidru, 1.0 gram; Sticlă de ceas; Pompă
- Furtunuri pentru a conecta barbotoarele; Tub de combustie
- Apă; Spatulă; Pulbere de carbon; Pulbere de sulf; Chibrituri
- Arzător Bunsen; Stativ; Pahar de laborator; Pipetă

Pentru a indica prezenţa apei, începeţi prin a injecta câţiva mililitri într-un pahar de laborator. Adăugaţi sulfat de cupru anhidru pe sticla de ceas, iar apoi câteva picături de apă, cu ajutorul pipetei. Notaţi-vă observaţiile.

Pentru a ilustra existența dioxidului de carbon, adăugaţi cu spatula puţin carbon în tubul de ardere, care se fixează pe suport. Urmează adăugarea apei de var în barbotor, iar acesta, împreună cu tubul de ardere, este conectat în aşa fel încât gazul care părăseşte tubul se va deplasa prin apa de var. Apoi conectaţi barbotorul la pompa de vid şi activaţi-l. Se poate observa cum arzătorul Bunsen se luminează, iar carbonul arde în tubul de combustie cu o flacără albastră efervescentă. Este momentul să vă notaţi observaţiile, atât pe seama carbonului, cât şi a apei de var.

Pentru a ilustra existența dioxidului de sulf se foloseşte acelaşi mod de operare precum în cazul dioxidului de carbon. Desigur, în acest caz, se întrebuinţează sulf în loc de carbon şi soluţie de iod în locul apei de var.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

C

S

I_2

$Ca(OH)_2$

SO_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$C_{(s)} + O_{2\,(g)} \dashrightarrow CO_{2\,(g)}$

$S_{(s)} + O_{2\,(g)} \dashrightarrow SO_{2\,(g)}$

$CO_{2\,(g)} + H_2O_{(l)} \dashrightarrow 2\,H^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

$CO_3^{2-}{}_{(aq)} + Ca^{2+}_{(aq)} \dashrightarrow CaCO_{3\,(s)}$

$I_{2\,(aq)} + SO_{2\,(g)} + 2\,H_2O_{(l)} \dashrightarrow 2\,I^-_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 4\,H^+_{(aq)}$

CONCLUZII

Identificarea apei este posibilă prin adăugarea acesteia la sulfatul de cupru anhidru. Se poate observa cum culoarea sulfatului de cupru se schimbă din alb în albastru când se adaugă apă.

Identificarea dioxidului de carbon se realizează prin barbotarea acestuia în apa de var. Este vizibil faptul că apa de var se transformă, din limpede devine tulbure, iar apoi albă.

De asemenea, identificarea dioxidului de sulf se poate face prin barbotare în soluţie de iod. Aceasta îşi schimbă aspectul de la limpede la maro pentru a redeveni limpede, incoloră.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sulfatul de cupru albastru de pe sticla de ceas trebuie aruncat în recipientul cu deşeuri anorganice. Apa de var poate fi scursă în chiuvetă, dar soluţia de iod trebuie eliminată în containerul pentru deșeuri cu halogen.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

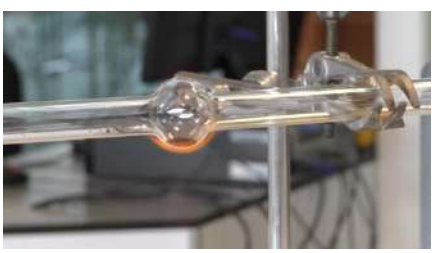


Fig. 1 Tubul de combustie cu carbon

Fig. 2 Tubul de combustie cu sulf

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.bp.com/content/dam/bp-plus/nl_nl/downloads/bp-wholesale/BP-Zwavel-SEU2234-NL.PDF
2. Chemiekaarten 15e editie, 2000
3. http://www.labchem.com/tools/msds/msds/LC15590.pdf

ULEIUL ÎNCINS NU SE STINGE CU APĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Este ştiut faptul că, în condiţiile în care este încălzit într-un recipient, uleiul se poate autoaprinde, arzând cu flacără mare. Pentru a potoli această flacără, este recomandată folosirea unui material ignifug cu care se acoperă flacăra și nu stingerea cu apă. Acest fapt urmează a fi demonstrat prin următorul experiment.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Creuzet
- Arzător Bunsen
- Chibrituri
- Clești pentru creuzet
- Suport de tip triunghi pentru creuzet
- Ulei organic de floarea-soarelui
- Apă
- Pipetă

Începeţi prin instalarea suportului cu creuzet şi pregătirea arzătorului Bunsen. Introduceţi 10 mL de ulei în creuzet, uleiul îl încălziţi sub flacăra mare, albastră, până când devine fierbinte şi degajă miros. Manevraţi cu atenţie arzătorul şi aprindeţi o flacără desupra peliculei de ulei. După ce luaţi uleiul de pe arzător, adăugaţi cu grijă câteva picături de apă în uleiul fierbinte. Asiguraţi-vă că păstraţi o anumită distanţă, deoarece flacăra ce se va forma poate fi periculoasă!

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu există fraze de risc pentru materialele folosite. Purtați echipament de protecție. Mănuși, ochelari, halat, pentru evitarea accidentelor.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Ţinând cont de faptul că uleiul de floarea-soarelui este un ester al glicerinei şi al acidului oleic, formula sa moleculară va fi $C_{57}H_{104}O_6$.

$C_{57}H_{104}O_6$ (l) + 80 O_2 (g) ---> 57 CO_2 (g) + 52 H_2O (g)

CONCLUZII

Odată ce în recipient s-a format o flacără atât de intensă, nu este recomandabil să încercaţi să o stingeți folosind apa. Practic folosiţi un material special, rezistent la flăcări sau un capac potrivit recipientului pentru a vă asigura că oxigenul va părăsi sistemul.

Acest lucru este valabil pentru orice tip de incendiu cu produse petroliere. Odată încinse, din cauza focului, atunci când se aruncă apă pentru a stinge incendiul se generează hidrogen gazos, prin descompunerea apei. Acesta odată format poate provoca explozii care pot să arunce material fierbinte spre cei care eventual încearcă să stingă incendiul.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Uleiul rămas este eliminat în recipienți pentru deşeuri organice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Flacără deasupra peliculei de ulei

Fig. 2 Stingerea flăcării

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Sunflower_oil

POATE FI MAGNEZIUL COMBUSTIBIL?

PREZENTARE GENERALĂ

Datorită calităţii sale de metal activ, magneziul poate reacţiona cu oxigenul din aer generând oxid de magneziu. În cadrul acestui experiment, va fi folosită o flamă ca activator de energie, astfel încât reacţia magneziului cu oxigenul să aibă loc. Activarea energiei reprezintă minima cantitate de energie necesară producerii reacţiei. În urma acesteia se vor produce lumină şi căldură. După ce flacăra va fi stinsă, se poate observa formarea unei pulberi albe (oxidul de magneziu). Acest experiment îşi propune să identifice în ce condiţii magneziul poate deveni combustibil.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Pudră de magneziu
- Panglică de magneziu
- Arzător
- Chibrituri
- Linguriţă/spatulă
- Cleşte pentru creuzet
- Suport
- Foarfecă
- Vas Petri

Pregătiţi toate cele necesare. Conectaţi arzătorul la orificiul de evacuare a gazelor, îl aprindeţi. Flacăra trebuie să fie albastră, oxidantă. Este momentul să fixaţi arzătorul în poziţie orizontală în clema suportului, acordând multă atenţie, deoarece flama va arde puternic, orientată în sus. Vasul Petri se poziţionează sub flacără. Tăiaţi o bucată de 2 cm din panglica de magneziu, pe care o veţi ţine în flacără cu ajutorul cleştelui pentru creuzet. O recomandare importantă este aceea de a nu privi direct în lumina orbitoare. După stingerea flamei albe, resturile panglicii de magneziu le depuneţi în vasul Petri. Cu ajutorul unei linguriţe sau spatule, strecuraţi puţină pudră de magneziu în perimetrul flăcării, asigurându-vă că pulberea va cădea în vasul Petri, poziţionat dedesubt.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Mg

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2\ Mg_{(s)} + O_{2\ (g)} \rightarrow 2\ MgO_{(s)}$

CONCLUZII

În concluzie, magneziul poate deveni combustibil cu ajutorul unei flăcări albastre, oxidante. Generează căldură şi lumină albă. Când beneficiază de o anumită suprafaţă, deci este mai bine distribuit, capacitatea sa creşte. Aceasta se poate observa prin exemplul panglicii sau pudrei de magneziu.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Oxidul de magneziu, produsul generat în urma reacţiei, este unul chimic solid, ce poate fi aruncat la coşul de gunoi.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Materialele folosite

Fig. 2 Configurarea experimentului cu panglica de magneziu

Fig. 3 Configurarea experimentului cu pudra de magneziu

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.http://chem.libretexts.org/Demonstrations_and_Experiments/Lecture_Demonstrations/Burning_Magnesium
2. https://www.uwgb.edu/safety/envpolicies/

VARIAȚIA CARACTERULUI METALIC ÎN GRUPA 1 Li, Na, K

PREZENTARE GENERALĂ

Elevii din ciclul gimnazial învață despre caracterul metalic si nemetalic al elementelor. Încă de la început ei învață că un element care este capabil să doneze electroni într-un proces chimic este METAL. Caracterul metalic este asociat cu capacitatea de donare a electronului. Apoi le este predată variația caracterului metalic în grupă și în perioadă. O abordare experimentală bazată pe două seturi de experimente , aplicată pe trei metale succesive ale aceleiași grupe (Li, Na,K: Grupa 1 a Sistemului Periodic) poate cu ușurință să demonstreze cum variază caracterul metalic în această grupă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

1. Reacția metalelor alcaline cu OXIGENUL Primul pas în determinarea dacă un metal alcalin are un caracter metalic mai evident este reacția a trei metale alcaline cu aerul (oxigen). Luați o singură bucată din fiecare dintre următoarele metale: Li litiu, Na sodiu, K potasiu, nu mai mare decât un bob de mazăre. Tamponați cu o hârtie de filtru piesele luate pentru a absorbi uleiul de parafină sau de kerosen în care au fost păstrate. Luați un cuțit și tăiați în două bucata de metal, măsurând cu un ceas sau cronometru timpul necesar pentru a-și pierde luciul pentru suprafața proaspăt tăiată, expusă la oxigenul din aer. Se repetă de două ori operația pentru a asigura uniformitatea pentru timpii măsurați. Încercați să obțineți același grad de oxidare pentru suprafața expusă recent, pentru a asigura consistența măsurătorilor. Se repetă operația succesiv pentru celelalte două metale. Înregistrați datele măsurate într-un tabel și stabiliți care metal este cel mai activ în reacția cu oxigenul.

2. Reacția cu APA După studiul comportamentului metalelor alcaline în aer (în prezența oxigenului), pasul următor este un studiu comparativ al reactivității celor trei metale cu H_2O. Deoarece reacția este foarte puternică, este recomandabil să se folosească vase mari de sticlă, de preferință cristalizatoare.

Se umplu trei cristalizatoare sau cutii Petri cu apă și se adaugă câteva picături de soluție de fenolftaleină. Se adaugă o bucată mică de litiu -Li- (0,2 g), în primul vas. Observați unde rămâne metalul în timpul reacției, observați forma, gazul degajat și culoarea apei după adăugarea metalului în ea și înregistrați timpul necesar pentru ca piesa de metal să fie consumată. Se repetă experimentul într-un al doilea cristalizor cu o

piesă de (0,2 g) Na- de sodiu. Faceți aceleași observații și remarcați diferențele și asemănările. Cel de-al treilea cristalizor va găzdui reacția potasiului -K- cu apa. Există atât asemănări cât și deosebiri.

Unii utilizatori acoperă vasul de reacție cu o pâlnie, pentru a se evita răspândirea metalului topit (sodiul și potasiul) sau a soluției de hidroxid dacă reacția este prea energică. Această tehnică nu este recomandabilă deoarece permite acumularea hidrogenului produs în locul de reacție și o scânteie îl poate aprinde generând o mică explozie, care poate duce la distrugeri mult mai mari.

Pentru a evita accidentele în timpul reacției cea mai bună măsură de siguranță este utilizarea unei cantități mici, de exemplu 0,1 g.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

O atenție deosebită trebuie acordată Li, Na și K pentru a nu intra în contact cu pielea și ochii deoarece acestea sunt extrem de corozive. Când reacționează cu apa, se eliberează H_2 gazos, care poate duce la explozii pe locul de reacție care este fierbinte (în special Na și K) [1, 2, 3]. Prin urmare, ar trebui utilizate doar cantități mici de metal și să efectuați reacția sub o nișă care asigură ventilarea sau în spatele unui ecran protector.

Înainte de eliminarea hârtiilor de filtru utilizate pentru a usca bucățile de metal alcalin, acestea ar trebui spălate în chiuvetă pentru a se asigura neutralizarea completă a resturilor de metale alcaline de pe ele. În caz contrar, ele pot fi aprinse de resturile metalice și să conducă la un incediu în laborator.

Dacă reacția este realizată într-o eprubetă trebuie multă atenție pentru ca aceasta să fie orientată spre o zonă neutră deoarece există riscul ca sodiul topit să sară în timpul reacției! Nu efectuați experimentul cu potasiu într-o eprubetă și nu utilizați o bucată mai mare de 0,1-0,15g.

Li, Na, K

H_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$4\ Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ Li_2O_{(s)}$

$4\ Na_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ Na_2O_{(s)}$

$4\ K_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ K_2O_{(s)}$

$2\ Li_{(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ LiOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

$2\ Na_{(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

$2\ K_{(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

CONCLUZII

Metalele alcaline au o energie de ionizare foarte scăzută, fapt care determină reactivitatea ridicată cu o gamă largă de elemente și substanțe chimice.

1. Metalele alcaline își păstrează luciul metalic în măsura în care acestea nu reacționează cu oxigenul și umiditatea din aer. Deoarece apa și oxigenul nu sunt solubile în lichide nepolare, cum ar fi uleiul mineral sau kerosenul, metalele alcaline sunt menținute în aceste lichide care izolează metalul față de mediu. Odată scos și uscat pe o hârtie de filtru, metalul moale care poate fi tăiat cu un cuțit, este expus la oxigenul din aer și luciul caracteristic dispare treptat datorită formării unui strat de oxid pe tăietura proaspătă. Cea mai rapidă dispariție se observă pentru K și cea mai lungă strălucire pentru Li deoarece caracterul metalic este în creștere în grupa de la Li la K. Potasiul reacționează aproape instantaneu cu oxigenul și se acoperă cu un strat de oxid de culoare albăstruie. Sodiul se acoperă cu un strat de oxizi de culoare alba și galbenă în timp ce litiul formează rapid un strat de oxid negru.

2. Se observă o creștere și mai evidentă a caracterului metalic de la $_{3}$Li la $_{11}$Na și în continuare la $_{19}$K prin comportamentul lor, când reacționează cu apa:

Litiul (Li) este un metal cu densitate scăzută și plutește la suprafața apei. Efervescența observată se datorează hidrogenului gazos degajat care deplasează bucata de Li în toate direcțiile în care este consumată. Fenolftaleina din apă, devine fucsia-roșu din cauza sintezei unei baze: hidroxidul de litiu.

Sodiul (Na) plutește și el pe suprafața apei, dar în plus, metalul se topește datorită reacției puternic exoterme. Deoarece efervescența este mai puternică acesta generează o mișcare mult mai activă a sferei metalice topite pe suprafața apei. Bucata de metal este consumată mai rapid, iar soluția devine de culoare roșu carmin intens. Când metalul este aproape consumat, sar scântei de pe suprafața în care s-a produs reacția ... acesta este momentul când hidrogenul acumulat poate exploda. Dacă hidrogenul emis este aprins la începutul reacției arde cu o flacără galbenă.

Potasiul (K), este chiar mai puternic, deoarece are un caracter metalic mai pregnant. Hidrogenul emis se poate auto-aprinde chiar de la început datorită reacției exoterme prezentând o flacără violet și în multe cazuri potasiul ars este aruncat afară din vasul de reacție.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Hidroxizii produși nu sunt periculoși pentru mediul înconjurător deoarece aceștia se formează în cantități mici. Conținutul

vaselor de reacție trebuie să fie diluat cu cantități mari de apă, iar apoi pot fi evacuate prin canalizare.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

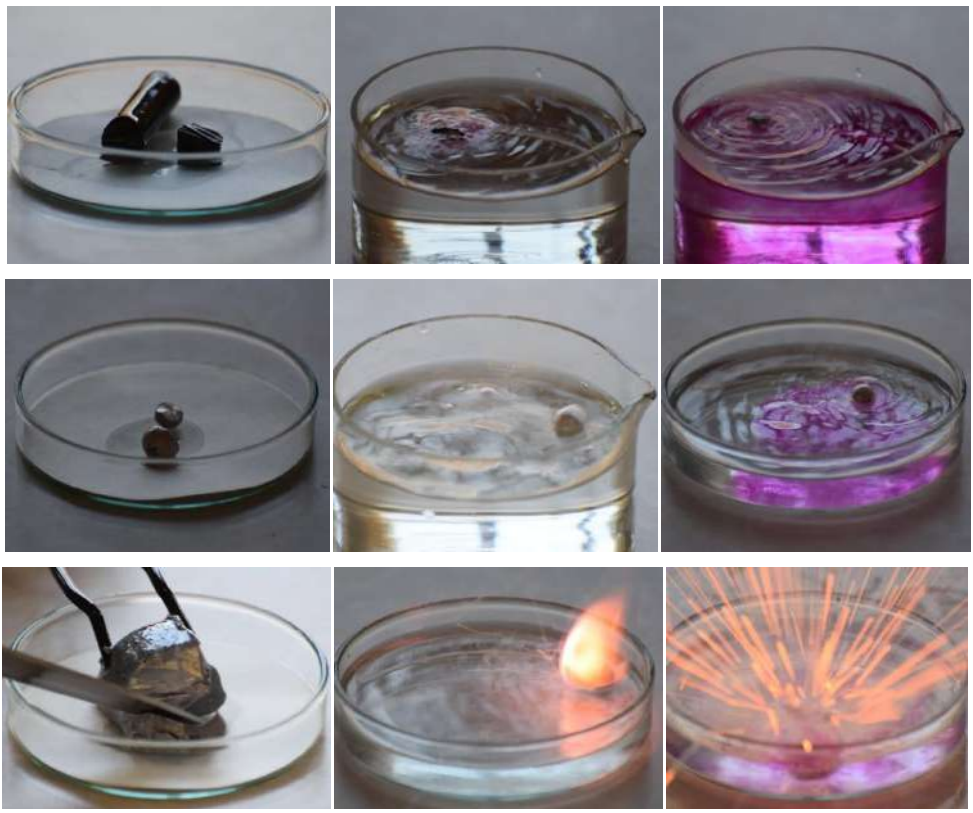


Fig. 1 - Fig. 9 Studiu comparativ pentru Li (sus), Na (la mijloc) și K (jos); reacția cu apa

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Brown T.L.; Le May H.E; Bursten B.E.; Murphy C.J.; Woodward P.M.; Stolzfus M.W.; *Chemistry The Central Science;* 13th edition, Pearson 2015, p 316-317
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Lithium
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium
4. https://en.wikipedia.org/wiki/Potassium

VARIAȚIA CARACTERULUI METALIC ÎN PERIODA 3 - Na, Mg, Al

PREZENTARE GENERALĂ

Elevii din ciclul liceal învață despre caracterul metalic și nemetalic al elementelor. Pe lângă faptul că aceștia trebuie să recunoască metalele pe baza capacității lor de a dona electroni, trebuie să le recunoască pe baza unor analize semi-cantitative prin integrarea cunoștințelor lor în diferite situații. Printr-o abordare experimentală bazată pe două seturi de experimente, aplicate la trei metale succesive din aceeași perioadă (Na, Mg și Al) se poate demonstra cu ușurință modul în care variază caracterul metalic în perioada 3.

Reacția Mg cu oxigenul are o semnificație istorică în fotografie, înlocuind flash-ul electric în epoca timpurie a fotografiei. Cantități mari de Mg sunt utilizate în focurile de artificii (combinate cu diferite săruri alcaline sau alcalino-pământoase care colorează jerbele de foc ale artificiilor).

Aluminiul, pe de altă parte, oferă un subiect interesant de discuții atunci când este analizat, deoarece variația de entalpie liberă este negativă pentru reacția acestui metal cu apa și totuși nu se produce nici o reacție. Acest lucru se datorează stratului superficial de oxid de aluminiu format la suprafața metalului, prin coroziune pasivă, strat care este transparent, foarte compact și etanșeizează metalul față de acțiunea oxigenului și a apei [1,2].

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

1. Reacția metalelor din perioada 3 cu OXIGENUL

Primul pas în determinarea celui mai pronunțat caracter metalic în seria Na, Mg, Al este reacția acestora cu aerul (oxigenul). Atunci când se iau în studiu toate cele trei metale, observăm că Na este ținut sub ulei mineral sau kerosen. Acesta este în mod evident metalul cel mai reactiv cu oxigenul, în timp ce Mg și Al sunt păstrate doar în simple flacoane din plastic și pot fi manipulate fără probleme în aer. Luați o bucată mică de Na (de dimensiunea unui bob de mazăre cu masa de 0,2 g) și uscați-o de uleiul mineral pe o hârtie de filtru. Observați că în tăietură proaspătă aceasta prezintă un luciu metalic, care dispare în câteva secunde după ce suprafața a fost expusă la aer. Astfel, se observă că reactivitatea cu oxigenul este mult mai mare decât a celorlalte două metale luate în discuție.

Pe de altă parte, Mg și Al își păstrează strălucirea pentru o perioadă lungă de timp. Pentru a compara reactivitatea acestora cu oxigenul, luați un vârf de spatulă de Mg și respectiv de Al pulbere (în jur de 0,2

g). Observați comportamentul acestor două metale cînd reacționează cu aerul în flacăra unui bec de gaz. Modul de interacție al celor două metale în flacără poate fi o măsură a reactivității acestor metale cu oxigenul dând, prin comparație, observații cantitative privitor la reactivitățile lor, respectiv la caracterul metalic ale acestora.

2. Reacția cu APA. Studiul reactivității metalelor cu oxigenul poate fi extins prin interacția acestora cu apa. Deoarece în cazul Na reacția cu apa este foarte energetică, este recomandabil să se folosească vase mari de sticlă, de preferință cristalizatoare sau cutii Petri.

Puneți 50 mL de apă în trei cristalizatoare și adaugați câteva picături de soluție de fenolftaleină. In primul cristalizor se adaugă o bucată mică de Na (aproximativ 0,1-0,2 g). Observați că metalul plutește pe apă în timpul reacției, observați forma acestuia după ce a fost aruncat în apă, remarcați că se degajă un gaz. De asemenea observați că bucata de metal care reacționează se deplasează pe suprafața apei, remarcați ce culoare capătă mediul de reacție dacă inițial ați adăugat fenolftaleină.

Repetați experimentul cu 0,2 g pilitură de Mg pe care o așezați atât în apă rece cât și în apă caldă (70 °C).

Cel de-al treilea cristalizor va fi cel în care se urmărește interacțiunea dintre aluminiu (Al) și apă. Notați dacă există similitudini și observați diferențele.

Degajarea hidrogenului în cursul reacției poate fi demonstrată numai pentru Na, prin colectarea gazului degajat într-o eprubetă păstrată deasupra metalului în timpul reacției, eprubetă care este apoi expusă la o flacără (a unei lumânări, arzător cu gaz sau chiar a unui chibrit aprins). Veți auzi sunetul caracteristic de aprindere și ardere rapidă al H_2 într-o eprubetă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

In experimentul anterior au fost prezentate regulile generale de siguranță pentru metalele alcaline: "Variația caracterului metalic pentru elementele din grupa 1". În acest experiment se aplică și trebuie să fie respectate aceleași reguli și pentru Na. Pentru a evita accidentele în timpul reacției Na cu apa, cea mai bună măsură de siguranță este utilizarea unei cantități mici de metal, de exemplu 0,1 g. Este necesară purtarea unor ochelari de protecție, halat și mănuși de protecție în momentul în care se manipulează toți acești reactivi.

Na

H_2

Mg, Al

O atenție deosebită trebuie acordată atunci când se lucrează cu magneziu (Mg) sau aluminiu (Al). Atunci când Mg sau Al se utilizează sub formă fin divizată, se evită apropierea recipientului de o flacără deschisă deoarece poate duce la aprinderea întregului conținut putând provoca incendii grave. NU PRIVIȚI flacăra de Mg când acesta arde, pentru a evita afectarea ochilor!

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$4\ Na_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ Na_2O_{(s)}$

$2\ Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ MgO_{(s)}$

$4\ Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2\ Al_2O_{3(s)}$

$2\ Na_{(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \longrightarrow 2\ NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

$Mg_{(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$

$Al_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow$ nu are loc reacția

CONCLUZII

Metalele alcaline au o energie de ionizare foarte scăzută, care determină reactivitatea ridicată cu o gamă largă de elemente și substanțe chimice.

1. REACȚIA METALELOR CU OXIGENUL Metalele alcaline (în acest caz Na) își păstrează luciul metalic în măsura în care acestea nu reacționează cu oxigenul și umiditatea din aer. Deoarece apa și oxigenul nu sunt solubile în lichide nepolare, cum ar fi uleiul mineral sau kerosenul, sodiul se păstrează în aceste lichide care-l etanșeizează față de mediu. Odată scos și uscat pe o hârtie de filtru, metalul moale, care poate fi tăiat cu un cuțit, este expus la oxigenul din aer, luciul caracteristic dispărând treptat datorită formării unui strat de oxid.

Când se presară pulbere de aluminiu peste o flacără aceasta generează scântei mici, strălucitoare, care pot fi asociate cu procesul de oxidare a prafului metalic generatoare de Al_2O_3. Reacția este mai intensă în cazul pulberii de magneziu (Mg) acesta generând o flacără foarte luminoasă (asemănătoare cu un flash) în timp ce produce MgO prin ardere.

În cazul în care același experiment se realizează cu bandă de Mg, respectiv, bandă de Al în flacăra unui bec de gaz, se observă inițierea reacției de oxidare și avansarea punctului incandescent de reacție până când toată banda se consumă. Procedând la fel cu banda de Al observăm că nu se "aprinde".

2. REACȚIA METALELOR CU APA. Sodiul (Na) este un metal cu densitate mică și plutește la suprafața apei. Efervescența observată se datorează hidrogenului gazos degajat care deplasează bucata de Na în toate

direcțiile pe măsură ce este consumat. Apa capătă o culoare roșu-carmin din cauza formării unei baze: hidroxid de sodiu. Odată aruncată în apă, bucata de sodiu se topește datorită degajării unei cantități mari de căldură în timpul reacției. Astfel se formează o picătură de sodiu lichid, care se plimbă pe suprafața apei. La final, când bucata de sodiu este mică se pot ivi scântei, scântei care sunt capabile să genereze o explozie dacă reacția se realizează în spații închise. Dacă hidrogenul produs este aprins, acesta arde cu o flacără galbenă specifică sodiului în flacără.

Magneziul (Mg) nu reacționează în mod vizibil cu apa rece. Dacă apa se încălzește (la 70 °C) apare o coloratie roz pal în jurul bucăților metalice de pe fundul vasului sugerând formarea unui hidroxid însoțită de câteva bule de gaz. Deducem de aici că Mg reacționează cu apa fierbinte conducând la hidroxid de magneziu care înroșește fenolftaleina din apă.

Aluminiul (Al) necesită tehnici speciale de curățare la suprafață cu scopul de a face vizibilă reacția (curățarea suprafeței metalice cu Hg_2C_2). În alte situații Al nu interacționează cu apa datorită existenței unui strat protector de oxid care izolează metalul de mediul apos. analizând observațiile făcute este evident că variația caracterului metalic crește de la Al la Mg apoi la Na.

Un experiment foarte interesant poate fi efectuat într-o eprubetă cu sodiu într-un mediu cu două straturi: apă și kerosen (sau benzină). Na are o densitate mai mare decât benzina dar mai mică decât apa. Aruncând o bucățică de sodiu aceasta, se scufundă în benzină ajungând la apă unde reacționează cu aceasta, generează hidrogen și având bule de H_2 atașate plutește prin benzină la suprafață unde pierde hidrogenul care a avut rol de centură de salvare. În acel moment devine din nou mai dens decât benzina, se scufundă până la apă unde reacția se reia, sodiul urcă din nou dând impresia unui dans continuu al bucății metalice până la consumarea acestuia.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Hidroxizii și oxizii produși nu sunt periculoși pentru mediu deoarece aceștia se formează în cantități mici. Conținutul vaselor de reacție trebuie să fie diluat cu cantități mari de apă, iar apoi poate fi turnat în chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

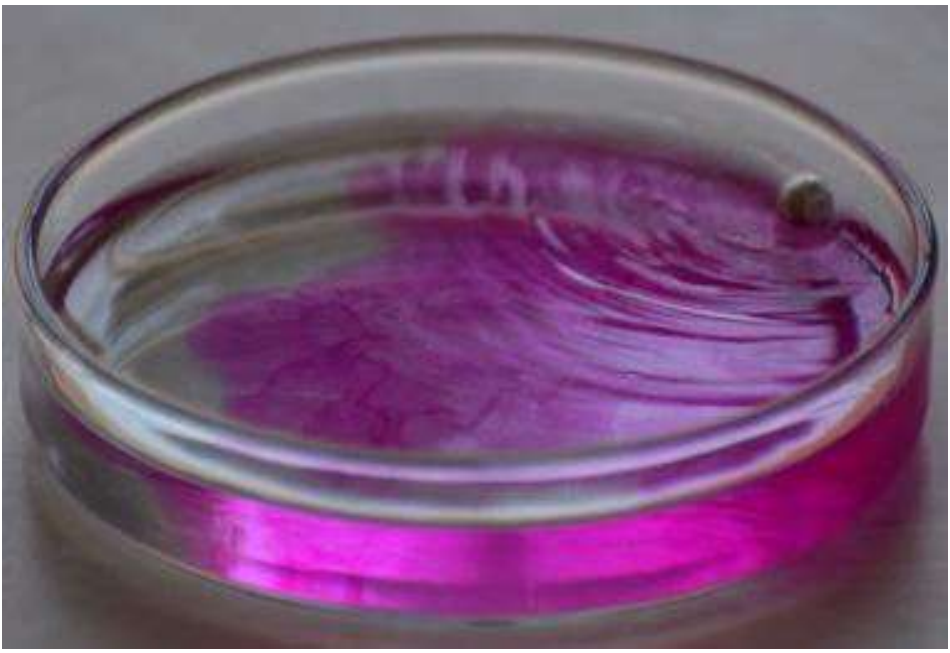


Fig. 2-3 Metal din perioada a treia (Na) și reacția acestuia cu apa

Fig. 2-3 Metalele din perioada a treia (Mg stânga) , (Al dreapta) și interacția lor cu apa în care s-a adăugat fenolftaleină.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Brown T.L.; Le May H.E; Bursten B.E.; Murphy C.J.; Woodward P.M.; Stolzfus M.W.; *Chemistry The Central Science;* 13th edition, Pearson 2015, p 747-776
2. https://www1.eere.energy.gov/hydrogenandfuelcells/pdfs/aluminium_water_hydrogen.pdf
3. http://www2.uni-siegen.de/~pci/versuche/english/v44-10.html

REACŢIA METALELOR CU APA – STUDIU COMPARATIV

PREZENTARE GENERALĂ

Metalele reacţionează diferit la contactul cu apa. Reactivitatea metalelor cu apa depinde de poziţia elementului în Sistemul Periodic. Metalele mai puţin nobile (alcaline sau alcaline pământoase) generează o reacţie mai rapidă şi intensă cu apa, cu atât mai intensă cu cât sunt într-o perioadă mai mare. Metalele analizate în experimentele anterioare sunt litiul Li, sodiul Na, potasiul K, magneziul Mg. Metale nobile a căror reactivitate cu apa o putem studia sunt cuprul Cu, aurul Au, argintul Ag. În urma reacţiei apei cu metale active rezultă hidrogen soluția devenind bazică. [1,2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Ca o analiză comparativă se testează reactivitatea cu apa a următoarelor metale: aurul, argintul, sodiul şi litiul. Luaţi o cantitate mică dintr-un metal (aprox. 0,1g), introduceţi-l într-un cristalizor cu apă. Metalele care reacționează cu apa degajă hidrogen pe care puteți să-l colectați într-o eprubetă întoarsă cu gura în jos pe care dacă-l aprindeți veți auzi un pocnet specific unei mici explozii datorate arderii hidrogenului în amestec cu aerul. Bazicitatea soluției obținute se poate evidenția cu ajutorul unei hârtii de pH. Introduceţi în apă bandeleta sau hârtia de pH; datorită faptului că s-a format o bază culoarea hârtiei de pH este corespunzătoare (albastră pentru hârtie de turnesol).

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Mânuiți cu atenţie litiului şi sodiului, evitaţi contactul acestora cu pielea şi ochii, deoarece sunt extrem de corozive. În urma reacţiei cu apa, este eliberat H_2 gazos, care poate produce explozii. Folosiţi doar cantităţi mici de metal şi efectuaţi reacţiile în spaţii aerisite sau în spatele unui ecran de protecţie.

Na

Li

H_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Na_{(s)}$+ $H2O_{(l)}$ ------> $H2_{(g)}$+ $NaOH_{(l)}$

CONCLUZII

Reacţia dintre metalele alcaline şi apă produce hidrogen şi o bază. Reacția se desfășoară energic, cu viteză mare.

Metalele nobile precum cuprul Cu sau argintul Ag nu reacționează cu apa. Când totuși se produce reacția cu apa, aceasta este foarte lentă, desfășurându-se în timp de ordinul zilelor, săptămânilor sau anilor și necesită influența combinată a apei cu alte substanțe capabile să oxideze metalele în cauză (de pildă, acoperirea cuprului de pe acoperişuri cu un strat de hidroxid și carbonat -malachit).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluţiile reziduale trebuie neutralizate cu un acid slab.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1: Cuprul Cu nu reacționează cu apa

Fig. 2: Reacția sodiului Na cu apa

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.st-ursula-schule.de/images/material/chemie/Modul13v2.pdf

REACȚIA METALELOR CU OXIGENUL

PREZENTARE GENERALĂ

După cum am arătat în cele două experimente anterioare metalele reacționează cu oxigenul din aer producând oxizi metalici. Această reacție poate fi utilizată pentru elevii din ciclul gimnazial pentru a le prezenta proprietățile generale ale metalelor, caracterul bazic al oxizilor metalici, ca să nu mai vorbim despre faptul că aceste procese simple sunt cele mai utile atunci când se discută despre reacțiile de combinare (sau sinteza chimică), în primii ani de studiu al chimiei.

De asemenea, pot fi utilizate diferite abordări pentru prezentarea acestor reacții la clasă când discutăm despre coroziune, alte aspecte electrochimice și/sau reacțiile redox. Comparând modul în care diferite metale reacționează cu oxigenul și observând apoi rezultatele, pot fi trase concluzii calitative în ceea ce privește reactivitatea metalelor, capacitatea lor reducătoare și implicit, caracterul lor metalic.

Întrucât experimentele menționate mai sus prezentau reacția dintre metale și oxigen în scopul de a determina variația caracterului metalic dintr-o serie (în grupă sau în perioadă), prezenta abordare va evidenția doar diferențele dintre metale când reacționează cu același nemetal: oxigenul.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Prezenta serie de experimente chimice utilizează o abordare generală: se presară o cantitate mică de pulbere metalică peste o flacără și observarea scânteilor emise de pulberea metalică, atunci când aceasta este fierbinte și reacționează cu oxigenul. Sunt alese doar metalele sigure pentru a fi evitată expunerea la substanțe chimice periculoase și evident, metalele alcaline nu pot fi utilizate deoarece acestea se găsesc sub formă de bucăți, acoperite cu ulei mineral.

Reglați flacara unui arzător de gaz astfel încât să fie oxidativă și pe cât posibil incoloră. Luați în mod alternativ următoarele metale: Cu, Sn, Ni, Zn, Cr, Fe, Mn, Al, Mg, Pb si presărați un vârf de spatulă din fiecare peste flacără. Observați reacția pentru fiecare metal și înregistrați rezultatul într-un tabel. După ce ați efectuat întreaga serie de experimente, repetați experimentul pentru a vă asigura de acuratețea observațiilor și a rezultatelor. Încercați să interpretați fenomenele observate și să clasificați gama de metale în funcție de luminozitatea flăcării.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Ca o regulă generală, metalele sub formă fin divizată sunt periculoase fiind foarte reactive, prin urmare, ele sunt considerate inflamabile și capabile să genereze hidrogen când reacționează cu apa (explozive) (Mg, Al, Fe, Mn). Unele metale sunt iritante pentru piele, pentru tractul respirator sau ochi (Cu, Ni, Sn), altele sunt dăunătoare, cum ar fi (Ni). Efectele asupra mediului înconjurător trebuie bine cumpănite atunci când se utilizează Zn sau Cr. Nu este recomandată utilizarea elementului Sb deoarece acesta este cancerigen dacă este inhalat . Aceleași precauții sunt necesare și pentru Co, care este foarte toxic [1].

Mg, Al, Fe, Mn

Ni

Cu, Sn

Zn, Cr

O atenție deosebită trebuie acordată atunci când se lucrează cu magneziu (Mg) sau aluminiu (Al) pulbere. Atunci când Mg sau Al se utilizează sub formă fin divizată, se evită apropierea recipientului de o flacără deschisă deoarece poate duce la aprinderea întregului conținut putând provoca incendii grave. NU PRIVIȚI flacăra de Mg când acesta arde, pentru a evita afectarea ochilor!

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2\,Cu_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,CuO_{(s)}$$

$$2\,Zn_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,ZnO_{(s)}$$

$$3\,Fe_{(s)} + 2\,O_{2(g)} \longrightarrow Fe_3O_{4(s)}$$

$$2\,Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,MgO_{(s)}$$

$$4\,Al_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \longrightarrow 2\,Al_2O_{3(s)}$$

CONCLUZII

Cupru fin divizat (Cu) expus la flacără formează scântei roșcate colorând flacăra în verde, în timp ce se oxidează la CuO.

Zincul (Zn) formează scântei mai albe, puțin abundente sugerând totuși o reactivitate mai mare decât cuprul. În cazul în care se utilizează fierul (Fe) scânteile sunt mai luminoase dar galbene sugerând o reactivitate mai mică decât a Zn, procesul de ardere conducând la un amestec de oxizi dintre care cel mai comun este hematitul - Fe_3O_4 [2].

Când se presară aluminiul pulbere (Al) peste o flacără, acesta generează mici scântei albe și strălucitoare abundente. Reacția este mult mai intensă atunci când utilizăm magneziu (Mg), procesul de

oxidare a pulberii de magneziu fiind foarte energetic și rapid, apărând ca un flash, de multe ori suflul reacției stingând flacăra becului de gaz.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Oxizii produși nu sunt periculoși pentru mediu deoarece aceștia se formează în cantități mici. Atenție, locul de reacție trebuie să fie curățat de orice rest metalic. Aruncați fie la coșul de gunoi oxizii produși, fie într-un recipient special pentru depozitarea deșeurilor anorganice.

Fig. 1-3 Pe măsură ce scânteile sunt mai albe reactivitatea metalului este mai mare.
Cupru (Cu); Fier (Fe); Zinc (Zn)

Fig 4-5 Reactivitate mare, în acord cu potențialul electrochimic ridicat demonstrat prin scântei albe, numeroase în momentul în care **Aluminiul Al** (stânga) și **Magneziul Mg** (dreapta) interacționează cu oxigenul.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ?search_type=CatalogSearch&SearchString=cobalt & all other elements.
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Iron

ELEMENTELE GALVANICE ŞI POTENŢIALUL ELECTROCHIMIC

PREZENTARE GENERALĂ

Acest experiment îşi propune să măsoare diferenţa de potenţial dintre doi electrozi ce sunt imersaţi în soluţiile sărurilor proprii. Fiecare electrod imersat într-o soluție a sării sale alcătuiește o semicelulă, măsurându-se diferența de potențial dintre două semicelule care alcătuiesc un element galvanic. Un element galvanic, sau celulă galvanică este o asociere de două semicelule (metale imersate în soluțiile sărurilor proprii), despărțite de o diafragmă poroasă. Această diafragmă poroasă împiedică soluțiile să se amestece, dar permite ionilor să difuzeze menținând echilibrul sarcinilor în timpul funcționării celulei.
În cadrul acestui experiment se alcătuiesc diferite semicelule care apoi se combină dând naștere la diferite elemente galvanice. Valorile tensiunilor electromotoare se citesc cu ajutorul unui voltmetru, rezultatele fiind apoi comparate cu cele preluate din tabelul potențialelor electrochimice. [1,2,3,4]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Folosiți plăcuţe de zinc, de cupru, de aluminiu, de fier, de nichel şi de plumb. Experimentul este ușor schimbat față de cazul clasic al metalului imersat într-o soluție a sării sale. În locul soluțiilor sărurilor metalice despărțite de diafragmă veți folosi același electrolit: acidul acetic. Umpleţi şase pahare de laborator cu 100 mL de acid acetic [C=0,1mol/L], în fiecare recipient introduceţi câte o plăcuţă de metal. Imersați câte două metale diferite într-un pahar cu soluție de acid acetic 0,1M și măsurați tensiunea generată de ansamblu. Schimbați metalele și măsurați tensiunea pentru toate combinațiile pe care le puteți face.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Acidul acetic este un acid slab, atacă anumite tipuri de plastic, cauciucul sau anumite vopsele. Metalele grele precum plumbul Pb, nichelul Ni sunt dăunătoare sănătăţii şi mediului. Purtaţi mănuşi de protecţie, evitaţi contactul cu pielea. [3]

Pb

Ni

CH_3COOH (0,1 M)

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2\,Al_{(s)} + 3\,Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\,Al^{3+}_{(aq)} + 3\,Cu_{(s)}$$

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

$$Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

$$Ni_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

$$Pb_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Pb^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

$$Zn_{(s)} + Pb^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Pb_{(s)}$$

$$Fe_{(s)} + Pb^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Pb_{(s)}$$

$$2\,Al_{(s)} + 3\,Zn^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\,Al^{3+}_{(aq)} + 3\,Zn_{(s)}$$

CONCLUZII

Diferitele combinaţii de metale indică tensiuni electrice diferite. Comparaţi valorile măsurate cu diferenţa dintre potențialele indicate în tabelul potenţialelor electrochimice. Diferențele care apar se datorează utilizării unor soluții diferite de cele documentate care se referă la condiţii standard (concentraţia electrolitului de 1 mol/L).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiie reziduale se elimină diferit în funcție de conținutul acestora. Cele de plumb se colectează într-un recipient destinat reziduurilor de metale grele. Celelalte soluții se colectează în recipienți destinați colectării reziduurilor anorganice netoxice.

Dacă experimentul se realizează cu semicelule în care metalul este imersat într-o soluție a sării sale atunci recuperați soluțiile în flacoane închise pe care le stocați pentru a repeta experimentul cu o altă clasă sau într-un alt an.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

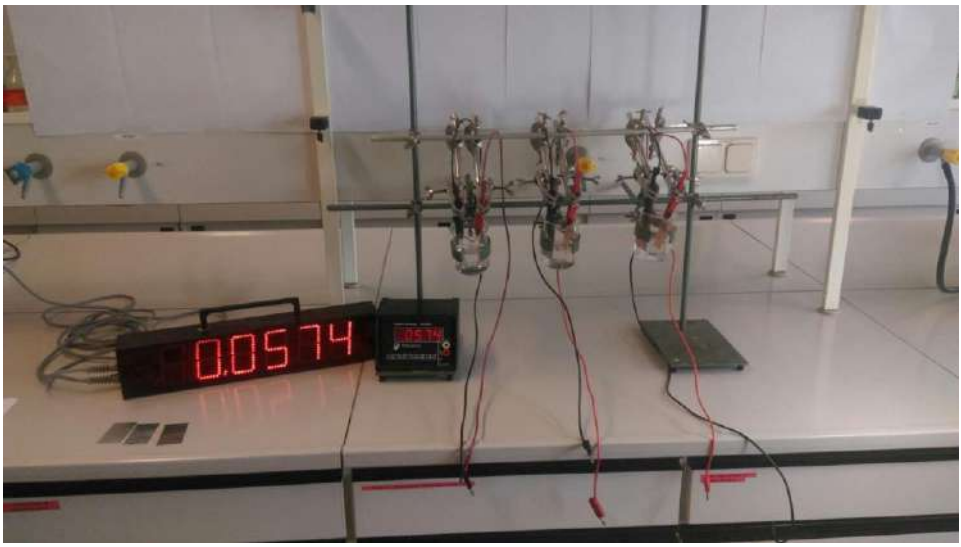


Fig 1. Trei celule galvanice diferite (două metale imersate întro soluție de acid acetic 0,1M, cu conectorii care permit măsurarea rapidă a diferenței de potențial dintre electrozi.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.http://chem.libretexts.org/Textbook_Maps/General_Chemistry_Textbook_Maps/Map%3A_Chem1_(Lower)/24%3A_Electrochemistry/24.2%3A_Galvanic_cells_and_electrodes, 17.1.17
2. http://www.youtube.com/watch?v=IkJFCAPnecQ
3. http://www.chemieunterricht.de/dc2/echemie/danelev.htm

COMPARAREA REACTIVITĂȚII CUPRULUI ȘI ARGINTULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Cuprul este un metal maleabil, ductil, moale cu condutivitate electrică și termică pronunțată. Este un metal de culoare roșcată, vocabularul popular găsind pentru această culoare termenul de *arămiu*. aparent cuprul a fost primul metal folosit de oameni când au înlocuit pietrele cu metalele. Numele de cupru (și simbolul chimic Cu) vine din latină: cuprum aes Cyprium (metal din Cipru) datorită faptului că romanii aduceau acest metal din insula Cipru [1]. Cuprul se folosește extensiv pentru fabricarea de conductori electrici, de țevi pentru încălzire centrală sau aducțiune de apă în locuințe, la realizarea diferitelor contacte electrice, etc.

Azotatul de argint $AgNO_3$ este un compus versatil, precursor al multor compuși cu argint cum sunt cei folosiți în tehnica fotografică. Este mult mai puțin sensibil la lumină decât halogenurile de argint. Cu toate acestea soluțiile și solidul se stochează în sticle brune [2].

În continuare se propune o analiză a reactivității celor două metale Cu și Ag prin intermediul studiului unei reacții redox de simplă înlocuire, în care o bucată de cupru metalic este imersată într-o soluție de azotat de argint. [3]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Turnați într-un pahar Berzelius aproximativ 10-15 mL de soluție $AgNO_3$ (20%w/v). Adăugați o bandă subțire de cupru metalic și lăsați ansablul să stea fără a fi mișcat. Observați ce se întâmplă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Evitați contactul cu pielea și cu ochii a soluției utilizate. Folosiți echipament de protecție (ochelari, mănuși, halat). Evitați pătarea hainelor cu $Cu(NO_3)_2$; după un timp petele se înnegresc și îmbrăcămintea este compromisă.

Cu

$AgNO_3$

$Cu(NO_3)_2$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Cu_{(s)} + 2\ AgNO_{3\ (aq)} \dashrightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2\ Ag_{(s)}$$

CONCLUZII

Cuprul Cu are potențial de reducere mai mic decât argintul Ag adică se oxidează mai ușor decât acesta din urmă. O bucată de cupru imersată într-o soluție de sare de argint va fi supusă procesului de oxidare eliberând ioni de Cu^{2+} în soluție, ceea ce determină colorarea acesteia în albastru. [4] În același timp ionii de argint Ag^{+} din soluție se reduc depunându-se pe lamela de cupru sub forma unor cristale metalice strălucitoare de argint. Aplicând principiul empiric *un metal mai activ scoate un metal mai puțin activ din combinații* pe care l-am demonstrat prin experiment putem afirma că dintre cele două metale Cu este mai activ decât Ag.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluția conținând ioni de Cu^{2+} și Ag^{+} nu se aruncă la canal. Ea se colectează în recipienți destinați eliminării deșeurilor de argint deoarece sărurile de cupru sunt dăunătoare mediului iar cele de argint au efect puternic antimicrobian distrugând fauna microbiană acvatică.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Soluție de $AgNO_3$ cu o bandă de cupru imersată.

Fig 2. Banda de cupru este rapid acoperită cu cristale strălucitoare de argint metalic.

Fig. 3 Soluția incoloră de $AgNO_3$ devine albastră pe măsură ce se formează mai mulți ioni de Cu^{2+}.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Special Inorganic Chemistry, P. Karayiannidis, Ziti Publishers, Thessaloniki, 2006
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Silver_nitrate
3. General Chemistry, E. Gammon, Houghton Mifflin Company, Boston, 2009
4. http://www.chemistry-blog.com/2009/04/03/chemistry-lab-demonstrations-silver nitratecopper-wire/

COMPARAREA REACTIVITĂȚII CUPRULUI CU A FIERULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Fierul este un metal aflat în prima grupă a metalelor tranziționale. Este elementul chimic cel mai întâlnit pe Terra, formând cea mai mare parte a nucleului acestei planete și este al patrulea element ca abundență în scoarța terestră. [1]. Fierul a fost utilizat încă din perioada preistorică. Epoca de fier este etapa tehnologică și culturală care a urmat după epoca de piatră și cea a cuprului. Hitiții au fost primii care au construit unelte din fier. Din punct de vedere biologic, fierul este un component al organismelor vii și are un rol important atât în transportul oxigenului de către hemoglobină cât și în depozitarea oxigenului. Deficiențele de fier provoacă anemii. Simbolul Fe al acestui metal provine de la denumirea sa în limba latină, "ferrum".

Sulfatul de cupru (II), cunoscut și sub denumirea de sulfat cupric sau piatră vânătă, este un compus anorganic. Sulfatul de cupru pentahidratat este folosit ca ierbicid, fungicid și pesticid. Este deasemenea utilizat în chimia analitică, în sintezele organice, în artă și în vopsele. [2].

În acest experiment ne propunem să studiem seria reactivității metalelor folosind o reacție de oxido-reducere, reacție cu transfer de electroni între atomii substanțelor care interacționează, sau altfel spus reacție în care componenții își modifică numărul de oxidare. În acest experiment vom folosi o reacție simplă de substituție, în care un element este reacționat cu un compus, înlocuind unul din elementele acelui compus. [4].

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Puneți într-un pahar Berzelius un cui de fier și adăugați aproximativ 100 mL de soluție apoasă de $CuSO_4$ (20%w/v). Observați cum cuiul de fier este acoperit de un strat maroniu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Din cauza toxicității reactanților și a produșilor de reacție evitați contactul cu pielea sau ochii. Folosiți ochelari și mănuși de protecție.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$

$FeSO_4$

Cu

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Fe_{(s)} + CuSO_{4\,(aq)} \rightarrow FeSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$$

CONCLUZII

După câteva minute observăm schimbarea culorii cuiului de fier datorată depunerii unui start de cupru la suprafața acestuia. Acesta se acoperă de un strat maroniu. Fenomenul se datorează potențialului electrochimic ridicat al fierului în comparație cu cuprul. Datorită acestui fapt, atomii de fier se oxidează, reducând ionii de Cu^{2+} din soluție. Prin urmare, atomii de cupru se depun pe cuiul de fier. Fe este mult mai reactiv decât Cu [5]. Procesul își găsește utilizări în tehnica metalurgică la separarea cuprului din soluții diluate de sulfat de cupru ca agent reducător folosindu-se fier vechi. Anumite minereuri sărace în sulfură de cupru CuS sau calcopirită $CuFeS_2$ sunt supuse procesului de prăjire în urma căruia rezultă sulfatul de cupru $CuSO_4$. Acesta se dizolvă în apă în iazuri speciale, se decantează în alte iazuri unde se găsesc bucăți de fier vechi. Procesul descris în acest experiment are loc la scară mai mare putându-se obține cantități însemnate de cupru.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluția rezultată nu poate fi aruncat la chiuvetă din cauza toxicității crescute a $FeSO_4$. Această soluție trebuie colectată într-un container pentru soluții de metale grele. Cu, odată separat de soluție, poate fi depozitat într-un container pentru metale grele.

IMAGINI

Fig. 1 Cuiul de fier și soluția de $CuSO_4$.

Fig. 2 Reacția dintre Fe și soluția de $CuSO_4$.

Fig. 3 Observăm schimbarea de culoare a cuiului de fier datorată depunerii cuprului la suprafața acestuia.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Iron
2. Special Inorganic Chemistry, P. Karayiannidis, Ziti Publishers, Thessaloniki, 2006
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Copper(II)_sulfate3.
4. General Chemistry, E. Gammon, Houghton Mifflin Company, Boston, 2009
5. http://amrita.olabs.co.in/?sub=73&brch=3&sim=81&cnt=2

REACȚIA METALELOR CU ACIZII

PREZENTARE GENERALĂ

Zincul este un element din grupa a 12-a a sistemului periodic. Având un potențial de oxidare mai ridicat decît fierul este folosit la protejarea prin galvanizare a obiectelor din fier și oțel. Aliajele zincului cu alte metale sunt deosebit de importante în tehnică [1].

Cuprul este un metal moale, maleabil, ductil, cu conduție termică și electrică foarte bună. El are o culoare specifică numită *arămiu* care este o culoare roșcată. Numele de cupru vine din limba latină cuprum *aes Cyprium* (metal din Cipru) deoarece romanii au adus cantități însemnate din acest metal din insula Cipru. [1].

Aluminiul este un metal alb-argintiu, moale, ductil cu conducție electrică și termică destul de bună (mai mică decât cea a cuprului). Este al treilea element ca răspândire în scoarța Pământului și cel mai abundent metal (sub formă de combinații). Are rezistență mare la coroziune și îmbunătățește duritatea și durabilitatea aliajelor [1].

Acidul clorhidric soluție este un lichid gălbui, cu miros iritant. Este un acid mineral foarte coroziv, cu multiple aplicații industriale. Este prezent în sucul gastric participând la procesul de digestie [2].

Prezenta serie de experimente permite studiul reactivității metalelor cu acid clorhidric prin reacții de simplă înlocuire (reacții redox) [3].

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Adăugați în trei eprubete câțiva mL de acid clorhidric (HCl) 38%. Adăugați cupru pulbere (Cu) în prima eprubetă. În a doua adăugați zinc pulbere (Zn). Adăugați pulbere de aluminiu (Al) în a treia eprubetă. Observați schimbările care au loc și interpretați rezultatele obținute.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Materialele folosite sunt corozive (acidul clorhidric) sau prezintă pericol pentru sănătate (cuprul și zincul pulbere). Purtați halat de protecție, mănuși și ochelari de protecție. Fiți precauți întrucât se degajă hidrogen care formează cu aerul amestecuri explozive.

HCl

Al

$AlCl_3$

Cu

$ZnCl_2$

Zn

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Cu_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow X$

$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

$2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \rightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$

CONCLUZII

În eprubeta cu cupru Cu, nu se observă nicio schimbare deoarece cuprul are potențial electrochimic de oxidare mai mic decât hidrogenul și astfel nu este capabil să scoată hidrogenul din acizi minerali. În a doua și a treia eprubetă se pune în evidență degajare de H_2 întrucât ambii reactanți au potențial de oxidare superior hidrogenului și astfel pot să-l înlocuiască prin reacția cu acizii minerali. Cea mai intensă reacție se pune în evidență în cazul reacției Al cu HCl. Acest lucru se datorează faptului că aluminiul are potențialul de oxidare cel mai ridicat dintre cele trei metale. De asemenea în eprubeta cu Zn și în cea cu Al se pune în evidență creșterea temperaturii amestecului de reacție întrucât reacțiile sunt puternic exoterme. În concluzie reactivitatea celor trei metale cu acidul clorhidric crește în ordinea Cu < Zn < Al.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile de $ZnCl_2$ respectiv $AlCl_3$ sunt eliminate în containere destinate colectării reziduurilor anorganice puțin toxice. Amestecul de acid clorhidric cu Cu se filtrează și Cu se elimină în același tip de container pentru reziduuri.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Nici o reacție observată deoarece Cu este mai putin reactiv decât hidrogenul.

Fig. 2 Reacție intensă între Zn și HCl.

Fig. 3 Reacție intensă între Al și HCl.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Special Inorganic Chemistry, P. Karayiannidis, Ziti Publishers, Thessaloniki, 2006
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrochloric_acid
3. General Chemistry, E. Gammon, Houghton Mifflin Company, Boston, 2009

REACȚIILE ACIDO-BAZICE

PREZENTARE GENERALĂ

Conform definiției propuse de Bronsted, acizii sunt donori de protoni, iar bazele sunt acceptori de protoni. Când condițiile de echilibru sunt favorabile, reacțiile au loc spontan și aproape instantaneu, pentru că mecanismele de reacție sunt simple, în sensul că nu există stări de tranziție complicate care ar trebui depășite, corespunzătoare unor energii ridicate de activare.

Reacțiile acido-bazice au o gamă largă de aplicabilitate. In organismele vii, funcționarea proteinelor depinde în mare măsură de valoarea pH-ului, iar acidul din stomac nu este nimic altceva decât acid clorhidric diluat. De asemenea, în practică sunt utilizate pe scară largă reacțiile acido-bazice, de exemplu pentru sinteza sărurilor sau în scopuri analitice.

In mediul înconjurător întâlnim o mulțime de reacții acido-bazice. Detergenții pe care îi utilizăm pot fi acizi sau bazici, și toată lumea a auzit de poile acide. Pentru început, am ales să prezentăm un exemplu foarte comun pe care îl întâlnim în fiecare casă: depunerile de carbonat de calciu. Acest fenomen este mai frecvent întâlnit în special în zonele în care apa conține cantități mari de Ca^{2+} și/sau Mg^{2+} și unde electrocasnicele precum mașini de spălat, boilere, cafetiere sunt serios afectate de depunerile de carbonați.

La temperaturi moderate, CO_2 este solubil în apă până la un punct, motiv pentru care pH-ul scade undeva sub 7 datorită următoarei reacții de echilibru:

$$CO_{2(aq)} + 2\ H_2O_{(l)} \leftrightarrow HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \qquad (1)$$

Solubilitatea dioxidului de carbon scade drastic în momentul în care temperatura crește. In prezența Ca^{2+} are loc următoarea reacție:

$$Ca^{2+}_{(aq)} + 2HCO_3^-{}_{(aq)} \text{--->} CaCO_{3(s)} + CO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \qquad (2)$$

$CaCO_3$ solid se va depune pe suprafețele unde are loc schimbul de căldură, acest fapt conducând la o funcționare defectuoasă a aparaturii. Din acest motiv, trebuie să îndepărtăm în mod periodic aceste depuneri. Acest lucru se poate realiza printr-o reacție acido-bazică. După adăugarea acidului, stratul de depuneri se va dizolva:

$$CaCO_{3(s)} + 2H_3O^+_{(aq)} \text{---> } Ca^{2+}_{(aq)} + CO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \qquad (3)$$

Desigur, ne putem aștepta ca reacția (3) să aibă loc rapid după adăugarea unui acid puternic și concentrat. Totuși, trebuie să ne limităm în a utiliza acizi mai slabi pentru a nu ne degrada echipamentele în timpul procesului de curățare. In acest experiment vom compara proprietățile de dizolvare ale carbonatului de calciu în diferite soluții acide.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Echipamente

pahar Berzelius de 250 ml;
agitator magnetic/ dispozitiv de încălzire;
termometru;

Substanțe chimice

0.1 M acid clorhidric;
0.1 M acid acetic;
$CaCO_3(s)$.

Mod de lucru

Puneți 100 mL de acid clorhidric în paharul gradat. In timp ce îl agitați, adăugați aproximativ 0,5 grame de carbonat de calciu și cronometrați timpul necesar dizolvării. Experimentul trebuie efectuat pentru ambele soluții acide, atât la temperatura camerei, cât și la temperaturi înalte (70 – 80^{0}C).

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

CH_3COOH **HCl**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$CO_2(aq) + 2\ H_2O(l) \leftrightarrow HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$Ca^{2+}(aq) + 2\ HCO_3^-(aq) \text{ ---> } CaCO_3(s) + CO_2(aq) + H_2O(l)$

$CaCO_3(s) + 2\ H_3O^+(aq) \text{ ---> } Ca^{2+}(aq) + CO_2(aq) + H_2O(l)$

CONCLUZII

Timpul de reacție pentru dizolvarea carbonatului de calciu în acidul clorhidric este doar cu puțin mai scurt decât cel necesar dizolvării în acid acetic. Astfel, se recomandă utilizarea acidului acetic datorită valorilor "mai prietenoase" ale pH-ului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile diluate de HCl și cele de acid acetic pot fi tratate ca apă reziduală.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Soluția care conține HCl este clară după 30 secunde .
Dizolvarea în acid acetic nu este încă completă.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Peters D.G., Hayes J.M., Hieftje G.M., Chemical separations and measurements, Saunders Company, 1974.

REACȚIA ÎN FLACĂRĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Unele metale alcaline și alcalino-pământoase, în forma lor ionică, se găsesc în prezent în fiecare celulă vie și participă la multe procese biochimice. În ciuda existenței lor comune în celulele vii este destul de dificil să fie identificate în diferite soluții pentru că nu au o reacție de precipitare specifică sau pentru că ele nu formează complecși colorați specifici.

În ciuda acestui fapt, există tehnici care permit o determinare foarte rapidă și ușoară a acestor cationi. Putem de exemplu să-i identificăm folosind cantități mici de săruri de metale alcaline sau alcalino-pământoase și flacăra incoloră a unui bec de gaz.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Metalele alcaline și alcalino-pământoase sunt foarte ușor de pus in evidență prin spectroscopie cu flacără. Reacția în flacără a metalelor alcaline sau alcalino-pământoase se bazează pe observații simple fără a fi nevoie de un flamfotometru așa cum este necesar pentru măsurătorile cantitative. Metoda experimentală este una foarte simplă și necesită cantități mici de substanțe chimice, prin urmare, este o reacție care se poate efectua în condiții de siguranță din punctul de vedere al siguranței mediului. Principiul metodei se bazează pe operația de prelevare pe un suport inert (mină de creion sau fir de platină) a unei mici cantități dintr-o sare, aducerea acesteia în flacăra unui bec de gaz și analiza culorii flăcării. Fiecare metal alcalin și alcalino-pământos colorează flacăra în nuanțe specifice (vezi tabelul 1). Și alte metale (din blocul-p și d-) colorează flacăra unui bec de gaz, dar ele nu sunt foarte specifice (cu excepția elementului Taliu, care este descris în altă parte) [1].

Reglați flacăra arzătorului pentru oxidare până prezintă culoarea albastru-pal.

Ca suport chimic inert, se poate utiliza fie o buclă de sârmă de platină sau o mină de creion de 0.7-0,9 mm. Ambele suporturi trebuie să fie curățate cu grijă înainte de utilizare precum și între două analize consecutive. Dacă se folosește o mină de creion, înainte de prima analiză trebuie să fie ars în becul de gaz până când flacăra este incoloră. Atenție! Mina de creion este fabricată din grafit, care conduce căldura astfel încât trebuie să aveți grijă să nu vă ardeți când realizați analiza. Deasemenea, trebuie să aveți grijă pentru că unele mine se rup în bucăți aruncând numeroase așchii, atunci când sunt arse, ... așa că este bine să folosiți ochelari de protecție.

Odată curățat sau ars, suportul este umezit în apă bidistilată și este cufundat într-un recipient care conține o sare metalică sau o soluție de sare de exemplu [LiCI, NaCl, K_2SO_4, KNO_3 (evitați KCl pentru că este adesea impur și poate conține cantități mici de NaCl care alterează rezultatul), $CaCl_2$, $Ca(NO_3)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ba(NO_3)_2$]. Cele câteva cristale lipite pe suportul umed, odată expuse la o flacără oxidantă a unui bec de gaz dau o culoare caracteristică a flăcării în funcție de metalul prezent în sarea analizată.

Culoarea în flacără și lungimea de undă a metalelor (nm) [4]

Li	Roșu carmin	**670**	**Co**	Albastru	**475**
Na	Galben deschis	**590**	**Ca**	Roșu-portocaliu	**660**
K	Violet deschis	**435**	**Sr**	Purpuriu	**740**
Rb	Roșu-violet		**Ba**	Galben pal,verzui	**620**

O altă metodă utilizează o soluție apoasă de sare pulverizată peste o flacără incoloră. Dezavantajul acestei de a doua metode este că trebuie să curățați bine spray-ul după fiecare utilizare a unei sări de metal sau aveți nevoie de mai multe spray-uri, atâtea câte săruri de metale urmează să fie analizate.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

săruri de Li

nitrați de Li, Na, K, Mg, Ca, Ba

Săruri de Ba (cu excepția sulfatului)

CONCLUZII

Căldura flăcării vaporizează soluția aflată deasupra ei (dacă este pulverizată), rupe legăturile ionice din sare și creează atomi liberi. Atomii creați sunt aduși în stări electronice excitate datorită energiei termice a flăcării arzătorului, iar la revenirea la starea electronică inițială ele emit sub formă de lumină energia absorbită anterior. Fiecare element emite lumină la lungimi de undă caracteristice [2] (de exemplu, pentru Na de la 3p la 3s cauzând o emisie de 589,3 nm [3]). Sărurile de potasiu K^+ dau o culoare similară (435 nm) flăcării arzătorului astfel încât este necesară utilizarea unei sticle albastre de cobalt pentru evidențierea culorii violet. De asemenea, unele tehnici avansate utilizează filtrul verde pentru a observa mai bine culoarea în cursul formării. Aceste proprietăți, de colorare a flăcării de către metale diferite, sunt folosite în pirotehnică, făcând focurile de artificii să fie frumos colorate.

GESTIONAREA DEȘEURILOR

În condițiile în care folosim cantități mici de săruri alcaline și alcalino-pământoase care sunt analizate în flacără, nu se aplică nici o procedură specială de gestionare a deșeurilor. Respectați regulile generale de siguranță, păstrați curat locul experimentului pentru a se evita contactul sărurilor utilizate cu pielea și cu ochii, luând în considerare de asemenea, posibilitatea ca acestea să fie absorbite de piele precum și toxicitatea lor (de exemplu sărurile de bariu).

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Li - Roșu-carmin intens

Fig. 2 Na – galben intens

Fig. 3 K- violet

Fig. 4 Ca – roșu portocaliu

Fig. 5 Ba –galben pal, verzui

BILIOGRAFIE

1 http://www.stevespanglerscience.com/lab/experiments/flame-test/
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Atomic_emission_spectroscopy
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium
4. https://prezi.com/vfkf7gzgbxtb/flame-test-lab/

DE CE POARTĂ TALIUL ACEST NUME ?!?

PREZENTARE GENERALĂ

Taliul este un metal din blocul de elemente "p" având numărul atomic Z = 81 iar izotopii săi cei mai stabili sunt $_{203}$Tl și $_{205}$Tl. Este un metal extrem de moale si de maleabil, suficient de moale pentru a fi tăiat cu un cuțit. În cazul în care se păstrează sub atmosferă inertă are culoarea gri, cu luciu metalic. Expus la aer luciul dispare rapid și suprafața metalică se acoperă cu un strat gri de oxid [1].

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Descoperirea elementului taliu (Tl) este legată de numele lui William Crookes (cercetător britanic) și Claude-Auguste Lamy (cercetător francez), care au descoperit în mod independent, o linie verde specifică, în 1861, la analiza prin spectroscopie în flacără a diferitelor substanțe. Linia spectrală de culoare verde observată pentru compușii de Tl au dat numele acestui element: taliu din thallos în limba greacă (θαλλοξ) însemnând ramură verde sau crenguță. Ambii cercetatori au prezentat produsele care conțin taliu la Expoziția Internațională din 1962 [1] evenimentul fiind astfel interesant în ceea ce privește paternitatea acestui element.

Taliul este foarte ușor de pus în evidență atunci când se utilizează spectroscopia în flacără, chiar dacă se folosește un simplu bec de gaz. Acest experiment are ca scop doar evidențierea prezenței sau absenței unui anumit element, astfel că se poate utiliza foarte bine o flacără incoloră nefiind necesar un flamfotometru.

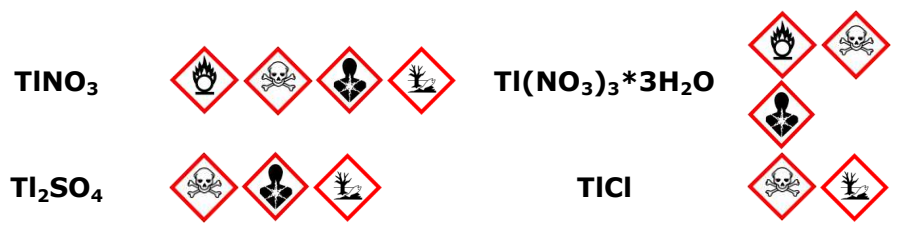
Ca suport pentru probă se poate utiliza fie o sârmă de platină sau chiar un o mina de creion de 0,7 mm. Ambele suporturi trebuie să fie bine curățate înainte de utilizare. Dacă se folosește mină de creion, înainte de prima utilizare trebuie să fie arsă în flacăra becului de gaz până când flacăra este incoloră. Atenție! Mina de creion este fabricată din grafit care conduce căldura. De asemenea, trebuie să aveți grijă pentru că unele mine se sparg în bucăți atunci când sunt arse. În mod normal se utilizează o mină de grafit de 0,7 sau 0,9 mm.

Odată curățat sau ars, suportul este umezit în apă bidistilată și este cufundat într-un recipient care conține o sare de taliu, de exemplu ($TlNO_3$, Tl_2SO_4 sau $Tl(NO_3)_3$ * $3H_2O$). Cele câteva cristale lipite pe suportul umed, odată expuse la o flacără dau o culoare caracteristică luminoasă, verzuie. Aceasta culoare motivează numele elementului **taliu (verde).**

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Corpul uman absoarbe taliul foarte rapid, mai ales prin piele, organele respiratorii și tractul digestiv. [2] Sărurile de taliu (I) sunt extrem de toxice din cauza solubilității lor în apă (majoritatea lor) și pentru că raza ionică a Tl^+ este similară cu cea a K^+, pot intra în organism prin căile de absorbție ale potasiului. Sărurile de taliu sunt suspectate a fi cancerigene [3].

Chiar dacă literatura de specialitate on-line este inconsistentă cu privire la simbolurile GHS privind sărurile de taliu, semnul T apare în toate materialele și sunt destul de frecvente cele de O sau N. Sărurile de taliu au fost utilizate ca pesticide, mai ales ca rodenticide pe parcursul ultimelor două secole, acum sunt interzise datorită selectivității lor scăzute [4].



CONCLUZII

O probă de taliu este expusă la flacără prin utilizarea unei mine de creion (sau sârmă de platină). Căldura flăcării rupe legăturile ionice din sarea de taliu și creează atomi/ioni liberi. Particulele eliberate, trec în stări electronice excitate, datorită energiei termice a flăcării becului de gaz și la revenirea la starea electronică fundamentală ele emit energia absorbită anterior sub formă de lumină. Fiecare element emite lumină la lungimi de undă caracteristice, pentru taliu fiind foarte caracteristică o lumină verde intens**.**

GESTIONAREA DEȘEURILOR

După cum s-a descris în procedurile experimentale anterioare, în acest material sunt folosite cantități mici de săruri de Tl^+ sau TL^{3+}, care sunt analizate în flacără, prin urmare, nu există nici o procedură specială de gestionare a deșeurilor. Trebuie respectate doar regulile generale de siguranță, să nu se verse reactivi la locul experimentului, evitarea contactului sărurilor utilizate cu pielea și cu ochii ținând cont, de asemenea de toxicitatea cumulativă a acestor reactivi.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

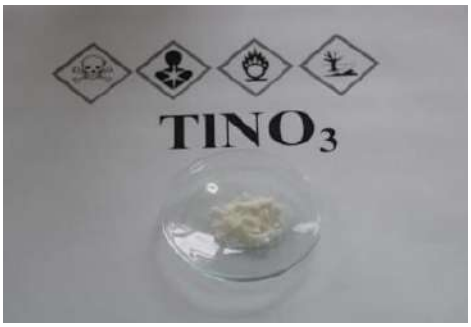


Fig. 1 Sărurile de Tl (I)arată și se comportă ca și metalele alcaline dar sunt extrem de toxice

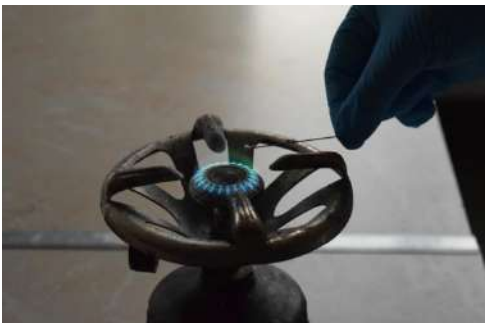


Fig. 2 Mostră de Tl(I) analizată la flacără utilizând o mina de creion curățată anterior

Fig. 3 Mostră de flacără verde de Tl(I)

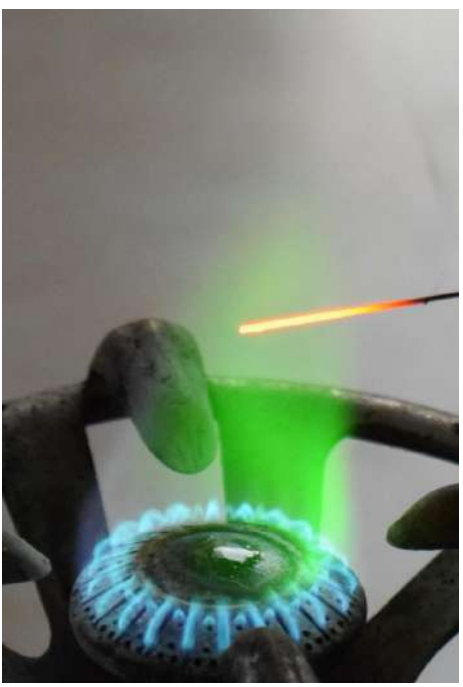


Fig. 4 Taliu (Tl) vine din cuvântul grecesc ***thallos*** (θαλλοξ) *ramură verde*

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Thallium
2. http://www.lenntech.com/periodic/elements/tl.htm
3.https://en.wikipedia.org/wiki/Thallium_poisoning
4. https://en.wikipedia.org/wiki/Thallium(I)_sulfate

REACȚIA DINTRE ACIDUL SULFURIC ȘI SODIU

PREZENTARE GENERALĂ

Sodiul este un metal foarte reactiv, moale, de culoare argintie. Acesta reacționează cu ușurință cu o gamă largă de elemente a diferitelor substanțe chimice [1]. Acesta este motivul pentru care sodiul metalic este ținut sub petrol lampant sau kerosen, pentru a evita contactul cu oxigenul sau umezeala. Pe de altă parte, sodiul metalic este un candidat foarte bun pentru studiul diferitelor tipuri de reacții chimice, deoarece este relativ ieftin și este un metal foarte versatil din punct de vedere chimic.

Sodiul este un metal activ și reacționează violent la contactul cu apa. Astfel, când studiem reacția dintre sodiu și acizi avem nevoie de un mediu fără apă. Un bun candidat pentru acest proces poate fi acidul sulfuric pur. Dacă reacția este realizată într-o soluție apoasă rezultatele sunt distorsionate datorită reacției desfășurate în paralel între Na și apă [2].

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Este preferabil ca reacția să se realizeze la scară mică, într-o eprubetă. Puneți pe un stativ o eprubetă de 160 mm cu câțiva mL de H_2SO_4 pur, în spatele unui ecran protector.

Luați o bucată mică de 0,1 g de sodiu metalic (de dimensiunea unei jumătăți de bob de mazăre ... sau chiar mai mică), tamponați-o cu o hârtie de filtru pentru a absorbi uleiul de parafină și apoi puneți-o, cu ajutorul unei pensete, în eprubeta pregătită anterior.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

O atenție deosebită trebuie acordată sodiului Na și acidului sulfuric H_2SO_4 pentru a nu intra în contact cu pielea și ochii, deoarece ambele substanțe sunt extrem de corozive. Atunci când reacționează cu acizi și apă, se eliberează H_2 gazos, care poate duce la explozii la locul reacției incandescent. Prin urmare, este indicată utilizarea unei cantități mică de Na iar reacția trebuie efectuată sub o nișă bine ventilată sau în spatele unui ecran protector. Există reacții secundare complexe care apar, unele dintre ele generatoare de SO_2 care este toxic. Nu inhalați vaporii și gazele emise.

Atenție ! Orientați eprubeta spre o zonă neutră pentru că în timpul reacției sodiul topit și acidul sulfuric concentrat pot fi aruncați afară!

Na

H_2SO_4

H_2

SO_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2\ Na_{(s)} + H_2SO_{4(l)} \dashrightarrow Na_2SO_4 + H_{2(g)}$

CONCLUZII

Sodiul este un metal activ capabil să îndepărteze hidrogenul din acizi. Atunci când reacționează cu H_2SO_4, care la rândul său este un acid tare, are loc o reacție foarte energetică. Deoarece se eliberează o mare cantitate de căldură, locul de reacție devine incandescent. Din cauza căldurii degajate hidrogenul produs se auto-aprinde și, uneori, explodează aruncând bucăți de sodiu topit afară din eprubetă. Datorită violenței reacției pot să apară de asemenea reacții secundare, cel mai important fiind procesul redox în care acidul sulfuric se reduce la dioxid de sulf SO_2.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sulfatul de sodiu produs nu este periculos pentru mediu. Acidul rămas trebuie să fie neutralizat folosind metode clasice de neutralizare, prin turnarea substanțelor chimice rezultate (sau care au rămas) într-un pahar care conține lapte de var. După neutralizare, conținutul trebuie diluat cu o cantitate mare de apă, iar apoi poate fi aruncat la canal [2].

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1-2 O bucată de sodiu de 0,1 g este lasată să cadă în soluția tehnică de H_2SO_4 98%

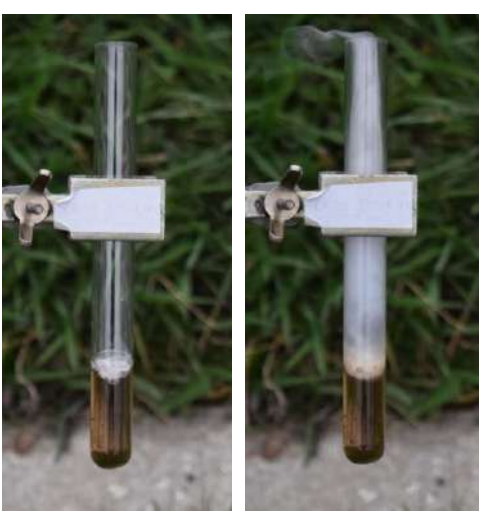


Fig. 3-4 Recția este instantanee, puternică și acidul sulfuric începe să oxideze metalul eliberând hidrogen și dioxid de sulf SO_2.

Fig. 5-6 Zona de reacție devine incandescentă și aprinde hidrogenul degajat.

Fig. 7-8 Eprubeta se sparge uneori datorită caracterului puternic exoterm al reacției.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium
2. https://www.youtube.com/watch?v=goX8_s7XM-Q

SINTEZA CLORURII DE SODIU DIN ELEMENTE

PREZENTARE GENERALĂ

Sinteza clorurii de sodiu este un exemplu potrivit pentru o reacție redox în laborator. Clorura de sodiu este cunoscută ca fiind sarea de bucătărie. Sarea de bucătărie se poate obține prin reacția de combinare dintre sodiu metalic și clor gazos. Ionii de sodiu și de clor se formează în cursul procesului de transfer de electroni de la sodiu (care se oxidează) la clor (care se reduce) cei doi ioni, odată formați, fiind legați prin legături ionice. Clorul se sintetizează din reacția permanganatului de potasiu cu acid clorhidric concentrat. [1,2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

REACTIVI:

- Permanganat de potasiu ($KMnO_4$)
- Acid clorhidric concentrat (HCl, c= 32%)
- Sodiu (Na) - metal

MATERIALE:

- Arzător Bunsen
- Suporturi
- Eprubete
- 2 seringi (de aprox. 5 mL and 20 mL) cu canulă sau ac

PROCEDURĂ:

Introduceţi permanganat de potasiu într-o eprubetă. Ataşaţi eprubetei un dop de cauciuc în care ați înfipt două seringi. Seringa mai încăpătoare conţine aprox. 20 de mL de acid clorhidric concentrat. Îndată ce se adaugă câteva picături de acid, cealaltă seringă se umple cu clor gazos trăgând încet de piston. În vreme ce se adaugă acidul, în altă eprubetă se introduce o bucăţică de sodiu, ce se încălzește cu un bec de gaz. După ce s-a topit sodiul, clorul gazos din seringă este transferat în eprubeta cu sodiul topit. Observați reacţia imediată, puternic exotermă între clorul gazos şi sodiu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Păstraţi sodiul metalic departe de materiale combustibile şi de apă. Acidul clorhidric este puternic coroziv. Purtaţi întotdeauna mănuşi de protecţie şi evitaţi contactul cu pielea.

Folosiţi strict cantitatea cerută de permanganat de potasiu. Citiţi şi respectaţi instrucţiunile de siguranţă de pe eticheta produsului, precum şi pe cele de folosire/ dozare.

Na

HCl

$KMnO_4$

Cl_2

CONCLUZII

Clorul este un gaz galben-verzui. Sodiul încălzit reacționează cu clorul injectat în eprubetă printr-o reacţie puternic exotermă, în urma căreia se formează clorura de sodiu. După reacţie, eprubeta este acoperită cu un strat alb de clorură de sodiu cristalizată.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$16\ HCl_{(l)} + 2\ KMnO_{4(s)} \rightarrow 5\ Cl_{2(g)} + 2\ MnCl_{2(aq)} + 2\ KCl_{(aq)} + 8\ H_2O_{(l)}$

$2\ Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ NaCl_{(s)}$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Eprubeta conținând săruri de managan se golește în recipienți destinați colectării reziduurilor anorganice. Eprubeta cu NaCl se spală la chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

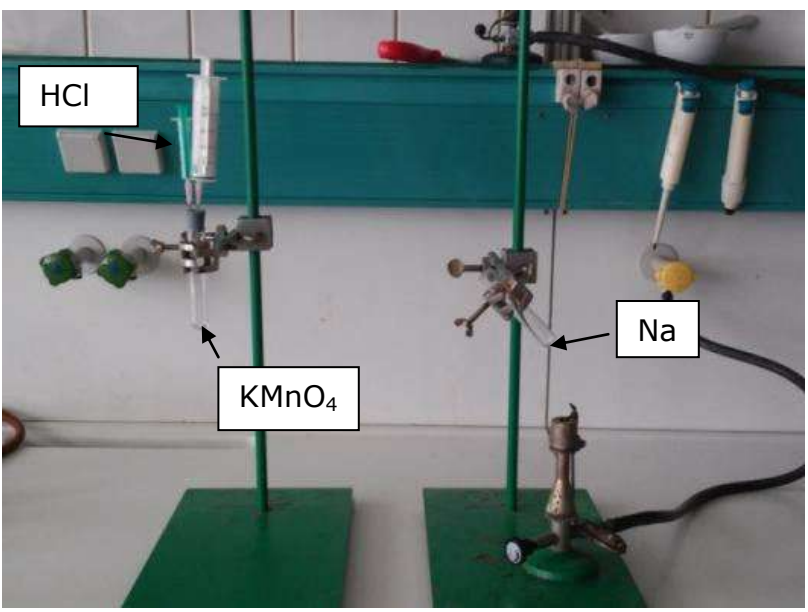


Fig.1 Aparatura necesară pentru sinteza clorurii de sodiu din elemente

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://www.youtube.com/watch?v=Ru29SzDq9tI
2. http://netexperimente.de/chemie/114.html

REACȚIA SODIULUI CU SULFUL

PREZENTARE GENERALĂ

Reacția sodiului cu sulful este o reacție simplă de combinare care duce la un produs de reacție unic - sulfura de sodiu, Na_2S. Reacția are valențe pedagogice nu numai pentru studiul diferitelor tipuri de reacție, ci și atunci când se analizează comportamentul chimic al metalului (Na), reactivitatea nemetalului (S) și/sau atunci când se studiază reacțiile exoterme. De asemenea, acest subiect se poate trata la studiul acestei reacții în bateria de sodiu-sulf [1].

Sodiul este un metal foarte reactiv, moale, de culoare argintie. Acesta reacționează cu ușurință cu o gamă largă de elemente și cu diferite substanțe chimice [2]. Acesta este motivul pentru care sodiul metalic este ținut sub petrol lampant sau kerosen, pentru a se evita contactul cu oxigenul sau umezeala. Pe de altă parte, sodiu metalic este un candidat foarte bun pentru studiul diferitelor tipuri de reacții chimice, deoarece este relativ ieftin și este un metal foarte versatil din punct de vedere chimic.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Reacția se va realiza pe scară mică, într-un creuzet de porțelan sau sticlă de ceas plasate deasupra flăcării unui bec de gaz. Luați o bucată mică de sodiu metalic (0,4 g), tamponați-o cu o hârtie de filtru pentru a absorbi uleiul de parafină și apoi puneți-o cu ajutorul unei pensete în creuzet (sau pe o sticlă de ceas) conținând 0,3 g de sulf (pulbere). Se amestecă cu grijă și se așează creuzetul pe o sită de azbest deasupra unei flacări pentru a se asigura topirea Na. Reacția începe imediat după topirea sodiului și curând devine foarte intensă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

O atenție deosebită trebuie acordată Na să nu intre în contact cu pielea și ochii, deoarece este extrem de coroziv. Când reacționează cu sulful, se eliberează un gaz toxic - SO_2, datorită unei reacții adverse care se produce din cauza caracterului exotermic ridicat al reacției principale. Prin urmare, ar trebui utilizate doar cantități mici de Na și este indicat să efectuați reacția sub o nișă ventilată sau în spatele unui ecran protector.

Atenție! În timpul experimentului este posibil ca sodiul topit să fie adesea aruncat în momentul reacției!

Na

SO_2

Na_2S

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$16\ Na_{(l)} + S_{8(l)} \rightarrow 8\ Na_2S_{(s)}$

$S_{8(l)} + 8\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ SO_{2(g)}$

CONCLUZII

Sodiul este un metal activ capabil să elibereze cu ușurință electroni care sunt foarte ușor de pierdut [3]. Atunci când reacționează cu sulful (S), reacția este foarte puternică. Se eliberează o mare cantitate de căldură și din acest motiv locul recției devine incandescent. Observați flacăra galbenă caracteristică, ce apare la excitația termică a Na. Observați culoarea gălbuie a sulfurii de sodiu produsă (de asemenea sunt produse și alte polisulfuri).

De asemenea, din cauza violenței reacției apar reacții adverse, cele mai notabile sunt cele ale sulfului cu oxigenul. Sulful arde în oxigen cu flacără albastră și se dezvoltă dioxidul de sulf SO_2, care este toxic.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sulfura de sodiu produsă este corozivă și periculoasă pentru mediu. Cantități mici de sulfură de sodiu dizolvate în apă pot fi neutralizate cu soluție de hidroxid de sodiu 1% și soluție de hipoclorit de sodiu 5%, într-un raport de 1: 1,75. Lăsați amestecul să stea peste noapte, apoi Na_2SO_4 format se poate elimina la canal [4].

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Puneți amestecul de Na și S pe o sticlă de ceas de unică folosință și încălziți-o.

Fig. 2 Sulful și sodiul încep să se topească.

Fig. 3 Odată topiți reactanții, reacția începe și devine foarte energetică.

Fig. 4 Reacția energetică dintre sulf și sodiu. Fumul dens este dioxidul de sulf generat de reacția secundară de ardere a sulfului în oxigen. Culoarea galbenă a flăcării este specifică pentru Na excitat în flacără.

Fig. 5 Sulfura de sodiu fierbinte generată în timpul reacției. Uneori sticla de ceas utilizată sau creuzetul se sparg din cauza căldurii intense generate.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium%E2%80%93sulfur_battery
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium
3. From the Peter Wothers lecture series - The Alkali Metals.
4. Armour Margaret-Ann; *Hasardous Laboratory Chemicals Disposal Guide*; CRC Press; Lewis Publishers, p 492-493.

REACŢIA FIERULUI CU SULFUL

PREZENTARE GENERALĂ

Acest experiment prezintă reacţia exotermă dintre două elemente, fierul şi sulful, în urma căreia se va forma sulfura de fier. Cele două substanţe solide sunt amestecate şi încălzite într-o eprubetă. Proprietăţile fiecăreia se schimbă în urma reacţiei; de exemplu fierul este magnetic, dar nu şi sulfura de fier. Reacţia este exotermă, energia ce se eliberează ia forma căldurii şi luminii. De asemenea, se schimbă culoarea, evidenţiind faptul că a avut loc o reacţie. [1, 2, 3, 4, 5]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Metoda 1:

Fixaţi o eprubetă pe un stativ cu suport. Adăugaţi în aceasta aprox. 0,5 cm de fier pulbere. Adăugaţi peste aceasta o cantitate de sulf în exces. Dacă amestecul este încălzit cu un bec de gaz Teclu, fierul reacţionează cu sulful pentru a forma sulfura de fier.

Metoda 2:

Puneţi 3,0 g de fier pulbere pe o placă de marmură, adăugaţi apoi o cantitate de sulf pur în exces. Amestecați cei doi reactivi. Încălziţi timp de 40 de secunde o baghetă de sticlă, pe care o atingeți apoi de amestec: observați că fierul reacţionează cu sulful, formând sulfură de fier FeS.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Sulful cauzează iritaţii ale pielii, astfel că sunt recomandate mănuşile de protecţie. Sulfura de fier este foarte toxică pentru organismele acvatice; dacă intră în contact cu acizi, emană gaze toxice H_2S.

Fe none **S**

FeS

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Fe_{(s)}$ + $S_{(s)}$ ---> $FeS_{(s)}$

CONCLUZII

Experimentul prezintă reacţia puternic exotermă dintre fier şi sulf. Cele două substanţe solide sunt amestecate şi încălzite în eprubetă. Rezultă sulfura de fier, având aspectul unor clustere cu nuanţe de negru şi auriu. O altă binecunoscută sulfură de fier: pirita FeS_2 are și aceasta

culoare aurie și formează cristale strălucitoare, motiv pentru care a fost deseori confundată cu aurul de acolo atribuindu-i-se denumirea de *aurul proștilor* (fools gold).

Prin încălzire, fierul este oxidat la cationul Fe^{2+}, iar sulful este redus la anionul S^{2-}. Cationul şi anionul reacţionează, formând sulfura de fier (FeS). În timpul reacţiei se degajă o cantitate mare de căldură care face ca amestecul să fie incandescent.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Produsul se colectează separat în vederea reutilizării la alte experimente.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Metoda a doua de inițiere a reacției cu baghetă de stică

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Kral P. et al., *EinfachchemischeExperimentefürSchule und Ausbildung*, Klett-Verlag 1989, p.19-20
2.http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/res00000713/iron-and-sulfur-reaction?cmpid=CMP00005161, 6.9.16
2.https://en.wikipedia.org/wiki/Iron, 6.9.16
3.https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur, 7.9.16
4.https://en.wikipedia.org/wiki/Iron(II)_sulfide, 7.9.16

REACȚIA ZINCULUI CU SULFUL

PREZENTARE GENERALĂ

Zincul este un metal important atât pentru utilizarea lui în scopuri tehnice, cât și pentru viață. Aliaje de cupru/zinc, denumite alamă, sunt utilizate pe scară largă în gospodăriile noastre. Metoda numită galvanizare își găsește aplicații pentru protejarea fierului împotriva ruginirii. Importanța sa biologică este recunoscută prin faptul că acesta este un mineral esențial. Combinațiile sale formează diferite enzime (de exemplu, alcool dehidrogenază) sau chiar hormoni (insulină), iar unele sunt folosite ca supliment alimentar, în deodorante sau în unele tipuri de șampon anti-mătreață.[1] Fiind astfel un metal comun, studiile de reactivitate sunt relevante pentru elevi.

Reacția zincului cu sulful este un alt exemplu de reacție de combinare care conduce la un singur produs de reacție: sulfura de zinc, ZnS (a se vedea, de asemenea, experimentul care descrie reacția dintre sodiu (Na) și sulf (S)). Reacția chimică este un exemplu pentru studiul diferitelor tipuri de reacție, pentru analiza comportamentului chimic al metalului (Zn) sau al nemetalului (S). Reacția se pretează la studiul reacțiilor exoterme sau al vitezei de reacție ca un exemplu reacție rapidă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Reacția se va realiza pe scară mică, într-o capsulă de evaporare, creuzet de porțelan sau pe o sticlă de ceas de unică folosință într-o nișă bine ventilată sau afară, în spatele unui ecran protector. Se amestecă cu atenție 1,0 g Zinc (Zn), pulbere și 2,0 g sulf (S). Se pun în creuzet și se inițiază reacția fie cu o flacără sau cu o tijă de fier înroșită în flacără (ambele suficient de lungi astfel încât să se evite arderea în timpul reacției). Se produce o flacără mare și instantaneu întreaga masă de reacție se transformă într-o minge de foc incandescentă. Procesul poate fi inițiat de asemenea prin încălzirea amestecului de Zn-S reacția fiind inițiată odată cu topirea sulfului.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Zincul sub formă de pulbere este un metal foarte reactiv. El se poate aprinde în mod spontan atunci când este expus la aer. În contact cu apa poate elibera hidrogen, care este foarte inflamabil. De asemenea, este foarte toxic pentru mediul acvatic [2].

Pentru produsul de reacție ZnS, evitați inhalarea prafului și contactul cu pielea.

Reacția este foarte rapidă și generează o mare cantitate de căldură. Prin urmare, pentru realizarea reacției se va utiliza doar o cantitate mică de Zn. Când reacționează cu sulful, se eliberează un gaz toxic, SO_2 din cauza reacției secundare de ardere care apare datorită exotermicității ridicate a reacției principale.

Zn

SO_2

ZnS

ZnS eliberează un gaz foarte toxic atunci când reacționează cu acizi.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$8\ Zn_{(s)} + S_{8(l)} \rightarrow 8\ ZnS_{(l)}$

$S_{8(l)} + 8\ O_{2(g)} \rightarrow 8\ SO_{2(g)}$

CONCLUZII

Zincul este un metal foarte reactiv, mai ales atunci când este sub formă de pulbere. Acesta este motivul pentru care reacționează violent cu sulful, un alt element reactiv, într-o reacție de combinație. Zincul pierde electronii 4s, în favoarea sulfului nemetalic și generează o combinație ionică: sulfura de zinc ZnS, care apare ca un reziduu de culoare galbenă în creuzet. Reacția este puternic exotermă și generează o flacără mare și o mare cantitate de fum, împreună cu compușii secundari menționați anterior. Violența reacției crește cu scăderea dimensiunii particulelor de zinc și sulf. Datorită procesului energetic această reacție a fost folosită anterior drept carburant pentru rachete de jucărie [3]. Dacă se folosesc cantități mai mari, în același raport de masă, dar plasate în mai multe conuri succesive legate între ele prin benzi înguste de amestec, odată aprins un capăt, reacția va continua în mod succesiv prin toate conurile formate [4].

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sulfura de zinc este colectată în recipienți pentru metale mai puțin toxice. Evitați expunerea produselor de reacție la acizi sau oxidanți deoarece pot genera H_2S, un gaz foarte toxic [5].

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Amestecul Zn-S (1,0g/2,0g) înainte de reacție.

Fig. 2 Inițierea reacției exoterme dintre Zn și S cu eliberarea de SO2.

Fig. 3 Locul de producere a reacției, incandescent, pentru un proces care durează doar câteva secunde.

Fig. 4 ZnS, un produs final alb, cunoscut de asemenea ca pigmentul alb - este galben când este încă fierbinte.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Zinc
2. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ?search_type=CatalogSearch&SearchString=zinc
3. https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/demos/zinc_sulfur/zinc_sulfur.htm
4. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p. 247-248
5. http://www.espimetals.com/index.php/msds/310-zinc-sulfide

REACȚIA ALUMINIULUI CU IODUL

PREZENTARE GENERALĂ

Reacția dintre aluminiu Al și iod I este o reație tipică de combinare cu multiple valențe pedagogice. Este o reacție redox foarte versatilă putând demonstra caracterul puternic reducător al aluminiului, puternicul caracter oxidant al iodului sau proprietățile catalitice ale apei în anumite contexte. Reacția este spectaculoasă datorită vaporilor violeți care se degajă din abundență în timpul reacției permițând discuții despre procesul de sublimare sau despre reacții exoterme.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Reacția trebuie realizată într-o nișă cu ventilație foarte bună sau afară. Ea nu se realizează cu reactivi măsurați în cantități stoechiometrice, pentru 0,5 g Al find necesare 7,0 g I_2. Utilizați volume egale din cei doi reactanți (de exemplu 0,5 g Al și 2,0 g I_2), amestecați reactanții cu atenție, așezați-i într-un con, pe un suport termorezistent, porniți ventilația în nișă și inițiați reacția prin adăugarea în mijlocul conului a câtorva picături de apă fierbinte.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Aluminiul pulbere este foarte reactiv, iar în stare fin divizată este inflamabil, putând elibera în contact cu apa hidrogen, care este exploziv.[2]

Iodul este un reactiv periculos, este toxic dacă este inspirat sau înghițit, cauzează iritații respiratorii, ale pielii sau ochilor. Este periculos pentru mediu, toxic pentru mediul acvatic și coroziv pentru metale.[3]

Deoarece în timpul reacției se generează vapori toxici se recomandă realizarea experimentului într-un loc în care aceștia se disipă rapid. Folosiți pentru aceasta fie o nișă fie realizați experimentul afară, utilizând doar cantități reduse de reactanți.

Al **I_2**

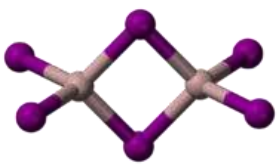
AlI_3 Poate genera vapori de HI toxici în reacția cu apa

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2\ Al_{(s)} + 3\ I_{2(s)} \dashrightarrow 2\ AlI_{3(s)}$ (SE FORMEAZĂ UN DIMER)

CONCLUZII

Chiar dacă nu este atât de reactiv ca și clorul sau bromul, iodul are un puternic caracter oxidant. Când amestecăm aluminiul, în special în formă fin divizată, cu iodul adăgarea câtorva picături de apă catalizează procesul de combinare acesta devenind energic. Reacția este puternic exotermă astfel o parte din iod sublimează generând, la început, vapori violeți abundenți. La un moment dat mediul de reacție se aprinde, cu vaporii violeți apărând și un fum alb de iodură de aluminiu. Majoritatea iodurii de aluminiu se regăsește însă în amestecul de reacție sub forma unui solid incandescent. [4]. Reacția chimică este o reacție de combinare tipică, redox în care electronii de la aluminiu sunt transferați către iod. Iodura de aluminiu are un pronunțat caracter covalent, așa cum este reprezentată în figura alăturată. [5]



MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Iodura de aluminiu anhidră reacționează cu apa eliberând acid iodhidric. Din această cauză produsul de reacție trebuie mânuit cu atenție. Acesta trebuie reacționat cu o soluție de carbonat de sodiu 1M (Na_2CO_3) adăugat în reprize repetate, în cantități mici. Suspensia rezultată poate fi eliminată la canal după o diluare prealabiă. [4] O altă abordare de management al deșeurilor propune filtrarea suspensiei, aruncarea filtratului la canal și plasarea solidului filtrat într-un container destinat colectării metalelor puțin toxice. [6]

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

fig. 1-3 Inițierea reacției dintre 0,5 g aluminiu pulbere si 2,0 g I_2 prin adăugare de apă fierbinte în picături. Reacția exotermă determină sublimarea unei părți din iodul utilizat, generând vapori violeți abundenți.

Fig. 4-6 Mediul de reacție devine incandescent, mai ales dacă se utilizează metal în exces.

Fig. 7 Reacția dintre 1,0 g Al și 4,0 g I_2.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Aluminum
2. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=aluminum
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=iodine
4. http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/res00000715/reaction-between-aluminium-and-iodine?cmpid=CMP00006598
5. https://en.wikipedia.org/wiki/Aluminium_iodide
6. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p 32

REACȚIA MAGNEZIULUI CU IODUL

PREZENTARE GENERALĂ

Reacția magneziului cu iodul este o reacție tipică de combinare, de aceeași factură ca și cea prezentată anterior, reacția dintre aluminiu și iod. Este un alt exemplu în care se pot studia proprietățile oxidante ale metalelor și cele reducătoare ale halogenilor. Este o reacție redox puternic exotermă, se pretează la clasă când se studiază tipurile de reacții chimice, termochimia, reacțiile redox, cataliza, transformările de stare ale substanțelor. Este un exemplu foarte bun pentru demonstrarea procesului de sublimare, iodul prin excelență fiind unul dintre cei mai buni candidați la vizualizarea acestui proces.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Amestecați pe o foaie de hârtie volume egale de magneziu pulbere și iod (de exemplu 2,0 g Mg și 4,0 g I_2), așezați amestecul sub forma unui con, pe un suport termorezistent, într-o nișă cu ventilație bună sau afară. Demarați reacția prin adăugarea, cu o pipetă Pasteur, a câtorva picături de apă fierbinte. Observați inițierea imediată a reacției, însoțită de un nor abundent de culoare violet.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Pulberea de magneziu este foarte inflamabilă și prezintă reactivitate ridicată. În anumite situații, în contact cu aerul poate iniția reacții care generează hidrogen, care este un gaz exploziv. [2]

Iodul este un reactiv periculos. Este toxic dacă este inspirat sau înghițit, cauzează iritații respiratorii, ale pielii sau ochilor. Este periculos pentru mediu, toxic pentru mediul acvatic și coroziv pentru metale. [3]

Deoarece în timpul reacției se generează vapori toxici se recomandă realizarea experimentului într-un loc în care aceștia se disipă rapid. Folosiți pentru aceasta fie o nișă fie realizați experimentul afară, utilizând doar cantitățile recomandate de reactanți.

Mg **I_2**

MgI_2 Nu are fraze de risc GHS; este iritant pentru piele și ochi

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Mg_{(s)} + I_{2(s)} \dashrightarrow MgI_{2(s)}$$

CONCLUZII

Ambele elemente chimice sunt foarte reactive. Reacția se realizează prin cedarea celor doi electroni de pe ultimul strat al magneziului către iod, formând un ion divalent Mg^{2+}. Iodul acceptă electronii cedați de magneziu trecând în ioni I^- monovalenți. Apa picurată la începutul reacției are rol de catalizator, inițiind reacția.

Reacția este puternic exotermă astfel o parte din iod sublimează generând, la început, vapori violeți abundenți. Reacția este mai energică pe măsură ce se utilizează exces din ce în ce mai mare de metal.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Iodura de magneziu formată nu este un compus periculos conform GHS. Cu toate acestea nu se recomandă eliminarea amestecului de reacție la canal [4] ci într-un container folosit pentru colectarea metalelor cu toxicitate scăzută.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Amestec de Mg și I_2 pregătit pentru realizarea reacției.

Fig. 2 Reacția se inițiază rapid prin picurarea de apă fierbinte în mijlocul amestecului. Abundența vaporilor de clor este în directă legătură cu cantitatea de apă folosită.

Fig. 3 I_2 sublimează grație căldurii generate în cursul reacției.

Fig. 4 Amestecul încă incandescent la finalizarea reacției.

Fig. 5 Reacția magneziului cu iodul

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p. 32
2. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=magnesium
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=iodine
4. http://www.guidechem.com/msds/10377-58-9.html

ARDEREA HIDROGENULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Experimentul îşi propune să ilustreze că reacţiile chimice necesită o anumită energie pentru a se produce, energie numită de activare. Într-o primă etapă, se produc separat oxigen şi hidrogen gazos, fiind apoi amestecate formând un gaz numit oxihidrogen. Acest gaz arde puternic dacă într-un loc atinge temperatura de autoaprindere. O sursă de foc (brichetă, aprinzător) este capabilă să iniţieze o reacţie violentă. În urma acesteia rezultă apa ca un produs mult mai stabil termodinamic decât reactanţii. [1]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru acest experiment aveţi nevoie de 3 stative, 2 seringi mici, 4 canule, o seringă mare, 2 eprubete, 2 adaptoare pentru eprubete.

Sinteza hidrogenului se realizează conform Fig.1. Introduceţi câteva bucăţi de zinc granule în eprubetă, ataşaţi un dop şi apoi două canule. Adăugaţi 1 mL de acid clorhidric (c=37%), folosind o seringă mică. Aşteptaţi un minut, apoi, cu ajutorul seringii şi a celei de-a doua canule, extrageţi 10 mL de hidrogen din eprubetă.

Sinteza oxigenului este ilustrată în Fig. 2. În a doua eprubetă introduceţi o bucăţică de MnO_2 granulat, ataşaţi-i dopul şi apoi cele două canule. Cu ajutorul unei seringi, adăugaţi 1 mL de peroxid de hidrogen (c=30%). După un minut de aşteptare, extrageţi 5 mL de oxigen, folosind seringa şi a doua canulă.

Reacţia hidrogenului cu oxigenul este ilustrată în Fig. 3. Împingeţi conţinutul ambelor seringi mici în cea cu volum mai mare, conectată la aprinzător electronic. Iniţiaţi reacţia oxigenului cu hidrogen folosind aprinzătorul din seringă. Veţi observa cum apa va umple seringa.

FRAZE ŞI SIMBOLURI DE RISC

Hidrogenul şi zincul sunt substanţe inflamabile. Oxigenul, MnO_2 şi peroxidul de hidrogen sunt agenţi puternic oxidanţi. Peroxidul de hidrogen şi acidul clorhidric sunt corozivi. Purtaţi mănuşi şi ochelari de protecţie.

H_2

O_2

Zn

HCl_2

MnO_2 H_2O_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

1. Sinteza hidrogenului:

$$Zn_{(s)} + 2\,HCl_{(l)} \longrightarrow ZnCl_{2(s)} + H_{2(g)}$$

2. Sinteza oxigenului:

$$H_2O_{2(l)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + O_{(g)}$$

3 Reacția finală:

$$2\,H_{2(g)} + O_{2(s)} \longrightarrow 2\,H_2O_{(l)}$$

CONCLUZII

Energia de activare furnizată de aprinzător rupe legăturile nepolare din moleculele de hidrogen și oxigen. Atomii formați sunt foarte reactivi și se pot combina între ei, printr-o reacție exotermă, formând apă și generând o cantitate de căldură care activează ruperea altor molecule inițiind o nouă serie de reacții care devin reacții în lanț, până la urmă procesul devenind violent și terminându-se cu o explozie.

Reacția hidrogenului cu oxigenul, în afara demonstrațiilor zgomotoase de la zilele porților deschise ale diferitelor organizații care promovează studiul chimiei are și aplicații practice numeroase.

Inițial amestecuri de hidrogen și oxigen erau folosite pentru producere de lumină, fiind înlocuite ulterior din cauza periculozității pe care îl prezenta amestecul.

În tehnică amestecul de oxigen și hidrogen se folosește pentru sudură, datorită temperaturilor ridicate pe care le are flacăra de hidrogen când arde.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Produsele, cu excepția clorurii de zinc, pot fi eliminate în sistemul de canalizare.

Recomandăm eliminarea clorurii de zinc în containere destinate colectării resturilor anorganice metalice. Clorura de zinc formată este iritantă, toxică prin înghițire și este dăunătoare pentru mediu.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Sinteza hidrogenului din Zn si HCl

Fig. 2 Sinteza oxigenului din MnO_2 și H_2O_2

Fig. 3 Aparat pentru realizarea reacției dintre H_2 și O_2

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.http://en.wikipedia.org/wiki/Oxyhydrogen

REACŢIA FOTOCHIMICĂ A CLORULUI CU HIDROGENUL

PREZENTARE GENERALĂ

Anumite reacţii chimice au nevoie, pentru a demara, de un impuls energetic. Prezentul experiment demonstrează cum fotonii UV, în calitatea lor de activatori tipici, pot declanşa o reacţie chimică: cea dintre hidrogen și clor. Această reacție de sinteză oferă un exemplu de reacţie în lanţ iniţiată fotochimic prin scindarea homolitică a moleculelor de clor pentru a genera atomi de clor. O versiune accesibilă din punct de vedere al costurilor este prezentată mai jos. [1, 2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Montaţi un stativ, trei clame şi trei eprubete, poziţionaţi-l în dreptul unei nișe (instalaţia poate fi procurată sub numele de Gasentwickler-Set), [3]). Pregătiţi o seringă mică (2 ml), două seringi mari (20 de ml) cu piston uşor manevrabil şi patru canule. Adăugați în prima eprubetă cu permanganat de potasiu $KMnO_4$ (cam 1 cm), iar în a doua eprubetă puneţi aceeaşi cantitate de zinc. Luaţi două dopuri de cauciuc, fixaţi câte două canule la fiecare şi închideţi eprubetele. Ataşaţi seringile mari câte unei canule de la fiecare eprubetă.

Producerea clorului:

Umpleţi seringa mică de 2 mL cu acid clorhidric (36%), introduceţi-o în canula liberă de la eprubeta cu permanganat de potasiu $KMnO_4$, împingeţi cu grijă, astfel încât picăturile de HCl să pătrundă uşor în eprubetă. Clorul care părăseşte sistemul umple seringa mare. Când aceasta este umplută cu 20 de mL de gaz, eliminați gazul din ea (în acest moment clorul este amestecat cu oxigen), umpleţi seringa din nou cu 20 de mL, lăsaţi din nou să iasă. Volumul de gaz rămas în eprubetă este doar clor, care va fi folosit mai târziu.

Producerea hidrogenului:

Umpleţi din nou seringa mică cu 2 mL de acid clorhidric (HCl 36%), ataşaţi-o canulei libere de la eprubeta ce conţine zinc, împingeţi cu grijă, astfel încât picăturile de HCl să ajungă uşor în aceasta. Când seringa de 20 de mL se umple cu gaz, eliminați-l (în acest moment e amestecat cu acidul clorhidric), umpleţi seringa din nou, lăsaţi gazul să părăsească sistemul, iar pentru a treia oară, umpleţi seringa şi, de data aceasta, păstraţi hidrogenul înăuntru. Acoperiţi seringa mare cu folie de aluminiu.

Reacţia clorului cu hidrogenul:

Luați seringa mare ce conține hidrogen, eliminați 10 mL din gazul colectat, împingând pistonul în jos și păstraţi exact 10 mL. Ataşaţi seringa mare conţinând hidrogen canulei libere a eprubetei cu clor, lăsaţi să se umple cu exact 10 mL de clor gazos prin tragerea cu grijă a pistonului până la scoaterea sa completă. Acum ataşaţi seringii o canulă teşită, sprijiniţi-o vertical de un burete care acţionează ca un suport pentru seringă. Aşezaţi buretele în aşa fel încât să existe spaţiu liber deasupra pistonului. Avertizaţi-i pe cei de faţă în legătură cu pocnetul ce se va auzi, apoi declanşaţi reacţia iluminând seringa cu raze UV (lampă UV sau bliţ). Pistonul este catapultat puternic spre tavan. În interiorul seringii, HCl generat poate fi detectat cu ajutorul hârtiei de turnesol sau alt tip de bandeletă de măsurare a pH-ului.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Acest experiment este unul periculos şi trebuie realizat de o persoană pregătită în domeniu. Amestecul de clor şi hidrogen trebuie pregătit într-o cameră întunecoasă. Explozia amestecului de hidrogen şi clor poate fi declanşată nu numai de lumina puternică, ci şi de un catalizator. Praful, bucăţi de cauciuc într-un tub de cauciuc etc. pot servi, uneori, drept catalizatori.

Hidrogenul şi zincul sunt substanţe inflamabile. Clorul este foarte toxic, poate provoca afecţiuni ale plămânilor (bronşite) în cazul inhalării, chiar şi în concentraţie slabă. Acidul clorhidric este puternic coroziv. Permanganatul de potasiu şi zincul sunt dăunătoare mediului. Folosiţi ochelari şi mănuşi de protecţie.

H_2

Cl_2

$KMnO_4$

Zn

HCl_{conc}

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$16\ HCl_{(l)} + 2\ KMnO_{4(s)} \rightarrow 2\ KCl_{(s)} + 2\ MnCl_{2(s)} + 2\ Cl_{2(g)} + 8\ H_2O_{(l)}$

$2\ HCl_{(l)} + 2\ Zn_{(s)} \rightarrow 2\ ZnCl_{(s)} + H_{2(l)}$

$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ HCl_{(l)}$

CONCLUZII

Hidrogenul şi clorul reacţionează activaţi fiind de radiaţia electromagnetică cu care se iluminează seringa. Lumina în nuanţe de roşu, galben, verde nu provoacă nicio reacţie, dar albastrul (uneori), violetul şi razele UV declanşează o reacţie bruscă. Lumina rupe homolitic moleculele de clor eliberând atomi de clor care atacă radicalic

hidrogenul generând molecula de acid clorhidric și un atom de hidrogen ce atacă o nouă moleculă de clor generând acid clorhidric și un nou atom de clor, procesul repetându-se până la epuizarea reactantului limitativ.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Nu aruncați la chiuvetă soluțiile conținând zinc sau săruri de mangan. Colectați-le într-un container pentru reziduuri anorganice puțin toxice

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig.1 Sinteza hidrogenului

Fig.2 Sinteza clorului

Fig.3 Seringă pentru reacția (H_2/Cl_2)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www1.chem.leeds.ac.uk/delights/texts/expt_28.html
2. Obendrauf V., Chemie und Schule (Sbg.) 22 (2007) Vol. 1, p. 13-17
3. http://shop.vcoe.or.at/shop

PRODUCEREA ACIDULUI FOSFORIC DIN FOSFOR ROȘU

PREZENTARE GENERALĂ

Această demonstrație este utilă în lecțiile în care se predă periodicitatea elementelor. Elevii trebuie să știe faptul că oxizii proveniți din nemetale formează acizi și că aceștia au un rol în ploile acide care afectează uneori mediul înconjurător. Elevii mai mari trebuie să știe care sunt proprietățile elementelor din perioada 3 precum și reacția oxizilor lor cu apa.

Prezenta lucrare experimentală studiază reacția fosforului cu oxigenul și caracterul acid al pentaoxidului de fosfor format. Mulți consideră că acest experiment se poate efectua doar utilizând fosfor alb care este greu de procurat și dificil de manipulat în condiții de siguranță. Nu este cazul nostru – deoarece putem obține același efect spectaculos prin utilizarea fosforului roșu.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Echipament necesar:

O lingură de ardere; 1 balon cu fund rotund având volumul de 1 L din sticlă borosilicat; lingura pentru ardere trebuie să intre prin gura dopului și a balonului; dacă tija lingurii are un diametru prea mic pentru un dispozitiv standard cu gaura de 2, atunci este nevoie de un dop special. Tub de aducțiune a oxigenului de la butelie în balon. Este necesar un ecran de protecție în cazul în care experimentul se efectuează în laborator; baghetă de sticlă; arzător Bunsen.

Reactivi:
Fosfor roșu (aproximativ 0.4 g); butelie de oxigen; soluție de turnesol sau metil orange.

Procedeu:

Turnați 50-100 mL apă și câteva picături de soluție de indicator acido-bazic în balonul cu fund rotund. Umpleți balonul de sticlă cu oxigen și închideți-l cu un dop de cauciuc. Fixați balonul cu o clemă.

Puneți fosfor în lingura de ardere (aproximativ 0.4 g) și introduceți lingura în balonul cu fund rotund. Țineți pentru 30 de secunde capătul unei baghete de sticlă deasupra unei flăcări puternice a arzătorului Bunsen și apoi atingeți cu acest capăt fiebinte fosforul din lingura. Acesta se va aprinde. Un fum alb, hipnotic va umple vasul care strălucește precum un soare în miniatură. Odată ce s-a terminat

reacția, aveți grijă ca balonul să se răcească suficient înainte de a da drumul unui jet de apă care să ajute la dizolvarea cețeI de $P_4O_{10.}$ Soluția va deveni roșie pe măsură ce se formează acidul fosforic.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

P_4

P_4O_{10}

H_3PO_4

Purtați ochelari de protecție. NU încercați să uscați fosforul roșu într-un cuptor în cazul în care vi se pare umed. Puteți să îl uscați suficient prin tamponarea lui cu un prosop de hârtie.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Reacția pe care o vedem este următoarea:

$P_4(s) + 5\ O_2(g)$ ---> $P_4O_{10}(s)$

Urmată de reacția oxidului format cu apa pentru a produce acid fosforic:

$P_4O_{10}(s) + 6\ H_2O(l)$ ---> $4\ H_3PO_4(aq)$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Diluați suficient soluția acidă produsă astfel încât să se poată turna în chiuvetă. Orice exces de fosfor roșu din lingură va trebui ars într-o zonă cu tiraj (de exemplu o nișă).

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. La începutul experimentului.

Fig 2. Răsare soarele…

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www2.ucdsb.on.ca/tiss/stretton/chem2/orglab1.htm

PRECIPITAREA IONILOR HALOGENURĂ CU AZOTAT DE ARGINT

PREZENTARE GENERALĂ

Prezenta lucrare experimentală tratează capacitatea azotatului de argint $AgNO_3$ de a precipita ionii de halogenură: Cl^-, Br^- și I^- iar aceste precipitate pot servi ca mijloc de recunoaștere a celor trei halogeni prezenți într-o probă. Tratarea în continuare, a precipitatelor formate, cu soluție de NH_3 poate, de asemena avea valențe analitice prin răspunsul diferit care se obține pentru diferiți halogeni. Procedura este aplicabilă pentru analiza calitativă a anionilor, în analiza mineralelor sau a apelor. [1,2,3,4]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Dizolvați în trei eprubete câte o spatulă de NaCl, NaI şi respectiv NaBr în puţină apă. Adăugați în picături o soluție de $AgNO_3$ 0,1M. Observați forma și culoarea diferitelor precipitate formate. Adăugați în picături NH_3 2M. Observați ce se întâmplă cu precipitatele.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Soluţia de amoniac cauzează iritaţii la nivelul pielii, afectează ochii și este foarte toxică pentru mediul acvatic. Azotatul de argint este coroziv şi dăunează mediului înconjurător. De asemenea, iodura de sodiu dăunează mediului înconjurător. Se recomandă purtarea ochelarilor de protecţie.

NH_3 (2 M)

NaI

$AgNO_3$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$NaCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$

$NaBr_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgBr_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$

$NaI_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgI_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$

CONCLUZII

Datorită adăugării de $AgNO_3$, se produce o precipitare diferită pentru fiecare sare. Precipitatul de clorură de argint AgCl este alb aglomerat,

cel de bromură de argint este cu o tentă ușor gălbuie și nu este aglomerat în timp ce precipitatul de iodură de argint AgI este gălbui. Prin adăugarea amoniacului, precipitatul de AgCl se dizolvă, fenomen care nu se pune în evidență la tratarea precipitatelor de AgBr și AgI cu NH_3.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Diluaţi soluţia de amoniac în multă apă şi scurgeţi-o în chiuvetă. Pentru a elimina nitratul de argint, adăugaţi șpan de fier și colectați solidul sau încălziţi soluția de argint cu glucoză. Acesta se reduce la argint, care este colectat într-un container pentru metale grele.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Precipitarea AgBr

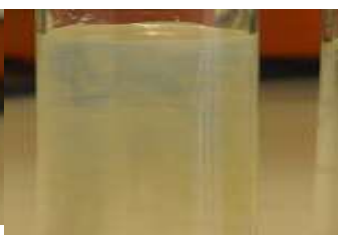


Fig. 2 Precipitarea AgI

Fig. 3 Precipitarea AgCl

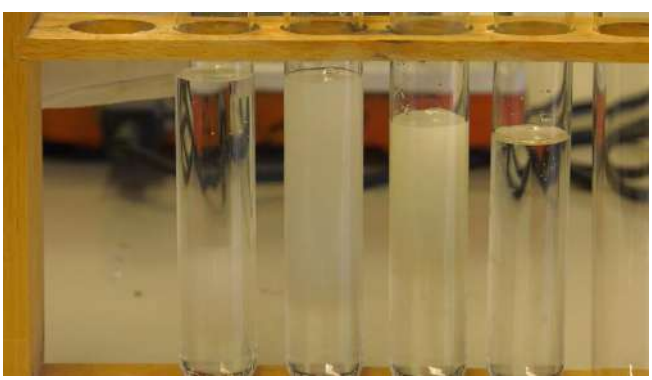


Fig. 4 Adăugarea de NH_3 la precipitate de halogenuri de argint. AgCl (stânga) se dizolvă; AgBr și AgI nu se dizolvă. În dreapta soluția martor de NaCl.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Berger A., Arbeitsbuch für das chemische Labor, Vol. 1, Eigenverlag
2.http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/6/ac/versuche/anionen/_vlu/chlorid.vlu/Page/vsc/de/ch/6/ac/versuche/anionen/chlorid/nachweis.vscml.html
3.http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/6/ac/versuche/anionen/_vlu/iodid.vlu/Page/vsc/de/ch/6/ac/versuche/anionen/iodid/nachweis.vscml.html
4.http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/6/ac/versuche/anionen/_vlu/bromid.vlu/Page/vsc/de/ch/6/ac/versuche/anionen/bromid/nachweis.vscml.html
5. Jander, Blasius, Einführung in das anorganisch-chemische Praktikum, Vol. 13, S.Hirzel Verlag Stuttgart

PRECIPITAREA IONILOR METALELOR ALCALINO-PĂMÂNTOASE CU SULFATUL DE SODIU

PREZENTARE GENERALĂ

Ionii metalelor alcalino-pământoase, cu excepția magneziului Mg, formează sulfați greu solubili în apă. Acest comportament permite utilizarea reacțiilor de precipitare cu ionul sulfat pentru determinări analitice calitative (prezentul experiment) sau determinări analitice cantitative (vezi experimentul *Determinarea spectrofotometrică a sulfaților în apă).* Prin realizarea acestui experiment se dorește realizarea reacţiei de precipitare a ionilor de calciu Ca^{2+}, stronţiu Sr^{2+} şi bariu Ba^{2+} cu sulfatul de sodiu Na_2SO_4. Aceste reacţii sunt importante pentru a identifica ionul sulfat în probe de apă minerală, în sarea Glauber etc. [1,2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pregătiţi soluţiile pentru testare: c=1% de $BaCl_2$, $CaCl_2$ şi $Sr(NO_3)_2$. Introduceţi o cantitate redusă de Na_2SO_4 în trei eprubete, dizolvaţi în apă deionizată. Agitaţi amestecul sau încălziţi-l pentru a obţine o diolvare optimă. Adăugaţi soluţiile pentru testare în eprubetele ce conțin Na_2SO_4. Observaţi reacţiile care apar.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Clorura de bariu este toxică şi poate fi fatală dacă este înghiţită sau inhalată. Devine fatală şi la contactul cu pielea. În caz de înghiţire, apelaţi un centru medical specializat în otrăvuri.

Clorura de calciu cauzează iritaţii serioase la nivelul ochilor, în cazul unui contact cu ochii, limpeziţi cu multă apă.

Nitratul de stronţiu este un agent puternic oxidant.

$BaCl_2$

$CaCl_2$

$Sr(NO_3)_2$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Na_2SO_{4(aq)} + BaCl_{2(aq)} \text{---> } 2\ NaCl_{(aq)} + BaSO_{4(s)}$

$Na_2SO_{4(aq)} + CaCl_{2(aq)} \text{---> } 2\ NaCl_{(aq)} + CaSO_{4(s)}$

$Na_2SO_{4(aq)} + Sr(NO_3)_{2(aq)} \text{---> } 2\ NaNO_{3(aq)} + SrSO_{4(s)}$

CONCLUZII

Acest experiment prezintă reacţia de precipitare dintre sulfatul de sodiu şi diferiţi nitraţi sau cloruri ale metalelor alcalino-pământoase. Rezultatele se observă imediat de vreme ce ambele componente se amestecă şi se produce un precipitat. Reacţia dintre cele două componente este independentă de secvenţa (ordinea) în care sunt adăugate. Deși sărurile de bariu sunt toxice, precipitatul de sulfat de bariu este atât de greu solubil în apă încât el poate fi introdus în organismul uman fără pericol de intoxicare (se utilizează în analize radiologice ale tractului digestiv).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Conţinutul eprubetei cu bariu trebuie eliminat în containerul de colectare a metalelor grele. Celelalte produse de reacţie pot fi eliminate la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Eprubetă conţinând soluţie de Na_2SO_4

Fig. 2 Reacţie de precipitare a Na_2SO_4 cu $BaCl_2$ (stânga), $CaCl_2$ (mijloc), $Sr(NO_3)_2$ (dreapta)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Berger A., *ArbeitsbuchfürdasanalytischeLabor, Vol. 1, Eigenverlag, p.*
2. http://www.seilnacht.com/Chemie/ch_naso4.htm

PLOAIA DE AUR

PREZENTARE GENERALĂ

Experimentul *Ploaia de Aur* este unul foarte ilustrativ în laboratorul de chimie. Acesta poate fi realizat când se discută reacțiile de precipitare, la prezentarea legăturii ionice, se pretează foarte bine la analize de solubilitate a compușilor chimice și are valențe analitice. Demonstrația are la bază reacția de precipitare dintre o sare de plumb solubilă în apă (azotat sau acetat) în cazul de față azotat $Pb(NO_3)_2$, și iodura de potasiu KI.

Frumusețea experimentului rezidă în capacitatea soluției saturate la temperatură ridicată, de iodură de plumb PbI_2, de a genera cristale hexagonale, strălucitoare, foarte atractive, pe măsură ce soluția este lăsată să se răcească. Căzând la fundul vasului în care se află soluția generează un efect de ninsoare, sau de ploaie de cristale care i-au dat numele *Ploaia de Aur.* Fenomenul este spectaculos dacă răcirea se face brusc la lumina unui proiector. [1]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Preparați o soluție de iodură de plumb PbI_2. Pregătiți două flacoane Erlenmeyer de 250 mL capacitate și adăugați câte 150 mL apă distilată. Dizolvați într-un flacon 0.5 g azotat de plumb $Pb(NO_3)_2$ (se poate folosi în egală măsură și $Pb(CH_3\text{-}COO)_2$ [2]) iar în al doilea 0.6g iodură de potasiu KI (20% în exces față de cantitatea stoechiometric necesară). Dacă soluția de azotat de plumb este tulbure din cauza existenței unei mici cantități de carbonat de plumb adăugați 1-2 picături de acid azotic concentrat HNO_3 60%. Adăugați soluția de azotat de plumb peste cea de iodură de potasiu. Observați norii aurii de precipitat care se formează la amestecare. Pentru un efect de precipitare mai spectaculos puteți folosi soluții mai concentrate.

Formarea *Ploii de Aur* este un proces mai îndelungat care începe cu încălzirea suspensiei obținute la pasul 1. Amestecul este încălzit la 80-90°C când se obține o soluție de culoare galbenă și se observă scăderea cantității de precipitat. Dacă soluția nu este perfect limpede se mai poate adăuga puțin acid azotic concentrat. Filtrați la cald suspensia fierbinte. Soluța galben pal obținută se lasă să se răcească, plasând flaconul pe o suprafață termo-izolatoare pentru a împiedica răcirea mai rapidă a fundului flaconului. Observați cristalele aurii, hexagonale, strălucitoare, ca niște flocoane care se formează în toată masa soluției. Acestea încep să cadă spre fundul flaconului, ele fiind din ce în ce mai abundente pe măsură ce se răcește soluția și dau impresia ploii de aur

menționate. Pregătiți soluția saturată la 90°C din timp, întrucât procedura experimentală necesită mai mult de o oră.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Mânuiți cu atenție sărurile de plumb întrucât sunt toxice, iritante și afectează mediul înconjurător. Evitați contactul cu pielea a acestor săruri deoarece plumbul este un toxic cumulativ.

$Pb(NO_3)_2$

PbI_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE [3]

$Pb(NO_3)_{2(aq)}$ + 2 $KI_{(aq)}$ ---> $PbI_{2(s)}$ + 2 $KNO_{3(aq)}$

CONCLUZII

Amestecând o sare solubilă de plumb cu una foarte solubilă (iodura de potasiu) aducem în aceeași soluție ioni de potasiu și de plumb care formează un compus PbI_2 cu un produs de solubilitate foarte scăzut K_{SP} = $9.8x10^{-9}$[4] care generează norii fini de precipitat auriu. Deoarece solubilitatea acestui precipitat la 80-90°C este de 5 ori mai mare (S=0.294g/100g H_2O) decât la temperatura camerei (S=0.0756 g/100g H_2O) [5] atunci când o soluție fierbinte saturată de iodură de plumb se răcește, va determina recristalizarea unei mari părți a solidului dizolvat la cald dar insolubilă la rece generând o abundență de cristale care se depun.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

În cursul reacției se folosește un exces de KI pentru a se maximiza șansele plumbului de a fi încorporat într-un produs insolubil. de iodură de plumb. După filtrarea PbI_2, filtratul se tratează cu o soluție de K_2CO_3 or Na_2CO_3 care asigură eliminarea aproape în totalitate a ionilor de plumb din soluție ($PbCO_3$ are un produs de solubilitate mult mai mic K_{SP} = $7.4x10^{-14}$ decât PbI_2, K_{SP} = $9.8x10^{-9}$). După o a doua etapă de filtrare, filtratul se poate arunca la canal iar solidul fie păstrat în recipienți bine închiși fie plasat în containere pentru eliminarea deșeurilor metalice toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Formarea precipitatului de PbI_2 când $Pb(NO_3)_2$ reacționează cu KI.

Fig. 2 Recristalizarea PbI_2 sub forma unei ploi de aur.

Fig. 3 Poaia de aur

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.rsc.org/eic/2014/12/golden-rain-precipitation-demonstration
2. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities: Spectacular Experiments And Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge; VCH 1996, page 5-6
3. Mc Murry J.E.; Hoeger C.A.; Peterson V.E.; Ballantine D.S.; *Fundamentals of General, Organic and Biological Chemistry;* Seventh Edition, 2014, Pearson New International Edition, Pearson Ed Ltd, p. 148
4 http://www4.ncsu.edu/~franzen/public_html/CH201/data/Solubility_Product_Constants.pdf
5. https://en.wikipedia.org/wiki/Solubility_table

FÂNTÂNA DE AMONIAC (NH_3)

PREZENTARE GENERALĂ

Amoniacul este un compus conținând hidrogen și azot cu formula chimică NH_3. Cea mai simplă hidrură a pnictogenilor, amoniacul este un gaz incolor cu un miros înțepător caracteristic. În reacție cu apa, formează ioni de hidroniu OH^- și formează o soluție în care doar o mică parte din moleculele de amoniac reacționează. NH_3 este folosit ca și fertilizator, precursor al compușilor cu azot, agent de curățare, în industria de fermentare, precum și ca agent antimicrobian în produsele alimentare, etc. [1, 2]. În acest experiment ne-am propus să studiem echilibrul acido-bazic dintre amoniac și apă.

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Într-un pahar Berzelius mare introduceți 500 de mL de apă și câteva picături de fenolftaleină, indicator acido-bazic. Plasați paharul sub un suport cu inel. Introduceți 30 mL de soluție de amoniac 1M într-un pahar Erlenmeyer și puneți paharul pe un încălzitor. Deasupra paharului Erlenmeyer plasați un balon cu fund rotund fixat într-un suport metalic pentru a colecta vaporii de amoniac rezultați la încălzire. Când au fost colectați suficienți vapori de amoniac, îndepărtați balonul cu fund rotund de pe sursa de încălzire. Fără să întârziați, închideți balonul cu fund rotund cu un dop conținând un tub capilar, și plasați-l cu capul în jos în suportul rotund de metal, astfel încât tubul să fie imersat în paharul cu apă conținând fenolftaleină. Cantitatea mare de gaz din balon dizolvată în apă creează un vid parțial în interiorul acestuia. Aceasta determină aspirarea apei din pahar în balon atât de repede încât țâșnește precum o fântână arteziană. Amoniacul dizolvat în această apă va colora soluția în roșu-carmin.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Folosiți mănuși și ochelari de protecție. Efectuați experimentul sub nișă.

NH_3 **fenolftaleină**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(g)}$$

CONCLUZII

Putem observa fântâna de amoniac. Amoniacul are o mare solubilitate în apă datorită polarității ridicate a compusului, a constantei dielectrice mari și a formării legăturilor de hidrogen cu moleculele de apă.

Amoniacul produs înlocuiește o cantitate considerabilă de aer din balon. Apoi gazul este dizolvat în apă iar presiunea în balon scade, prin urmare apa pătrunde în balon precum o fântână. Amestecul se colorează în roșu-carmin datorită fenolftaleinei în contact cu soluția bazică de amoniac.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Neutralizați soluția de amoniac cu o soluție de acid clorhidric sau acid sulfuric diluat până la o valoare cuprinsă între 7 și 8 și aruncați-o la chiuvetă.

IMAGINI

Fig. 1 Fântâna de amoniac (NH_3).

Fig. 2 Amestecul se colorează în roșu-carmin datorită fenolftaleinei aflată în soluție bazică de amoniac.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. General Chemistry, E. Gammon, Houghton Mifflin Company, Boston, 2002.
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonia.

FÂNTÂNA DE ACID CLORHIDRIC

PREZENTARE GENERALĂ

Acidul clorhidric este o soluție apoasă, incoloră, (HCl). Este un acid mineral tare, coroziv, cu multe utilizări în industrie. Se găsește în mod natural în sucul gastric. În reacție cu o bază formează cloruri. În istorie era denumit ca *acidum salis*, acid muriatic, sau spirt de sare deoarece era produs din sare gemă și acid sulfuric (de către Basilius Valentinus în sec. al XV-lea) iar mai târziu din săruri comune asemănătoare și acid sulfuric (de către Johann Rudolph Glauber în sec. al XVII-lea). Acidul clorhidric gazos a fost descris prima dată de Libavius in sec. XVI. Mai târziu, acest compus a fost folosit de către chimiști precum Glauber, Priestley, și Davy în cercetările lor [1].

Acidul clorhidric este folosit ca solvent în industria alimentară, în purificarea oțelului, în sintezele organice și anorganice, și în regenerarea schimbătorilor de ioni etc.

Acidul gastric este una din secrețiile principale ale stomacului. Acidul gastric acționează precum o barieră pentru microorganisme prevenind infecțiile și este important pentru procesul de digestie al alimentelor. pH-ul scăzut denaturează proteinele, astfel făcându-le susceptibile pentru degradarea de către enzimele digestive precum pepsina. pH-ul scăzut deasemenea activează precursori ai enzimelor precum pepsinogenul transformându-l în pepsină. După ce părăsește stomacul, acidul clorhidric din chimul gastric este neutralizat în duoden de bicarbonatul de sodiu [1]. În acest experiment ne-am propus să studiem echilibrul acido-bazic dintre acidul clorhidric și apă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Într-un pahar mare puneți 500 mL de apă și câteva picături de indicator albastru de bromtimol. Plasați paharul sub un suport metalic cu inel. Introduceți 30 mL de soluție de acid clorhidric 1M într-un flacon Erlenmeyer și puneți paharul pe un încălzitor. Deasupra flaconului Erlenmeyer plasați un balon cu fund rotund fixat într-un suport metalic pentru a colecta vaporii de acid clorhidric rezultați la încălzire. Când au fost colectați suficienți vapori de acid clorhidric, îndepărtați balonul cu fund rotund de pe sursa de încălzire. Fără să întârziați, închideți balonul cu un dop conținând un tub capilar, și plasați-l cu capul în jos în suportul rotund de metal, astfel încât tubul capilar să fie imersat în apa conținând indicatorul. Cantitatea mare de gaz (HCl) din balon dizolvată în apă creează un vid parțial în interiorul balonului. Aceasta determină aspirarea apei din pahar în balon atât de repede încât aceasta țâșnește precum o fântână. Acidul clorhidric dizolvat va colora apa în galben.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Folosiți ochelari și mănuși de protecție. Efectuați experimentul sub nișă.

HCl

albastru de bromtimol

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

CONCLUZII

Acidul clorhidric sub formă de gaz este foarte solubil în apă datorită polarității crescute. Acidul clorhidric produs înlocuiește o cantitate considerabilă de aer din balon. Când balonul este inversat, acidul se dizolvă în apă, se creează o depresiune în balon, prin urmare apa pătrunde în balon precum o fântână dizolvând și mai mare cantitate de acid. Amestecul se colorează în galben datorită bromtimolului în contact cu soluția acidă de acid clorhidric.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Diluând acidul clorhidric la o concentrație de 5% sau mai mică, și neutralizând-o cu o soluție de $NaHCO_3$ la un pH neutru, soluția nu este corozivă și poate fi aruncată la chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Fântâna de acid clorhidric.

Fig. 2 Amestecul se colorează în galben datorită indicatorului albastru de bromtimol în contact cu soluția acidă de HCl.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrochloric_acid

BANDELETE NITRAT/NITRIT PENTRU ANALIZA CALITĂȚII APELOR

PREZENTARE GENERALĂ

Apa este o utilitate importantă în fiecare gospodărie și este utilizată în cantități foarte mari în industrie, agricultură sau la generarea energiei. Din apa utilzată în Europa, doar 20% provine din rețelele publice de distribuire a apei. Din aceasta doar 1% este folosită pentru băut și doar 6% este folosită la gătit. [1] Multe țări se bazează pe surse de apă subterană uneori combinate cu surse de apă de suprafață (râuri, lacuri), totuși prima sursă menționată acoperind 60-65% din sursele de apă de la rețea. [2] Există încă multe gospodării care se bazează pe surse proprii de apă din izvoare sau fântâni [3].

Autoritățile europene acordă o mare atenție conținutului de nitrați NO_3^- (și mai rău de nitriți NO_2^-) din apele folosite. Nitrații pot să apară în apă în cursul migrării apei pluviale către pânza freatică îmbogățindu-se cu nitrați din sol. Nitrații pot să provină de la procesele degradative ale plantelor sau de la îngrășarea cu gunoi de grajd. În general conținutul în nitrați a apelor de băut nu are voie să depășească 45 mg/l. Deseori însă nivelul de nitrați a apelor din fântâni este peste această limită europeană. De aceea se justifică analiza unor ape de fântână pentru determinarea nitraților. Pentru aceasta se pot utiliza teste semicantitative prezente în comerț sub formă de bandelete pentru analiza celor doi ioni: nitrați NO_3^- și nitriți NO_2^-.

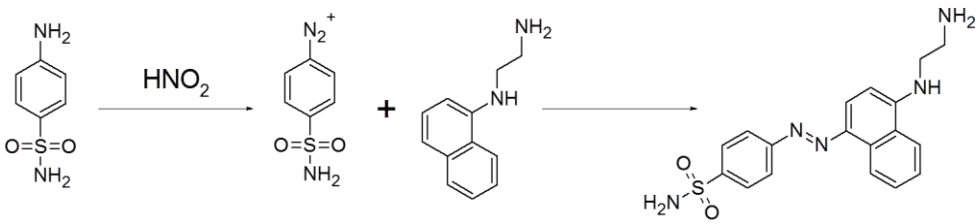
PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Utilizarea acestor teste este simplă și oferă foarte repede informații semicantitative privind conținutul unor ioni. Luați o probă de apă pentru analiză și turnați-o într-un pahar Berzelius. Prelevați o bandeletă, închizând cât mai repede cutia care le conține. Observați că pe un capăt bandeleta are două zone reactive. Imersați aceste zone reactive în proba de analizat, scoateți imediat bandeleta, scuturați-o de excesul de apă și așteptați un minut. La scurgerea timpului de 1 minut comparați culoarea zonelor reactive cu cea de pe scala gradată furnizată pe cutia de teste. Dacă culoarea zonelor reactive de pe bandeletă nu coincide cu niciuna de pe scală, aproximați o concentrație intermediară între cele două aferente concentrațiilor între care se situează proba măsurată.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu se pun în evidență măsuri specifice de siguranță la realizarea acestor teste.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE [4]



CONCLUZII

Zonele reactive conțin absorbiți anumiți reactivi sensibili la prezența celor doi ioni. Zona care măsoară nitrații conțin un reducător care transformă nitrații în nitriți. Odată generați nitriții aceștia se transformă în acid azotos (HNO_2) și induc o reacție de diazotare a unei amine aromatice. Cuplarea acestei amine diazotate cu N-(1-naftil)etilendiamina produce un diazo derivat colorat în roșu violet. Cu cât nivelul de nitrați este mai mare cu atât culoarea este mai intensă. [5] Pentru a permite reacției să se finalizeze este necesar un timp de așteptare de 1 minut. Zona care măsoară nivelul de nitriți din apă nu conține agentul reducător fiind astfel sensibilă doar la prezența nivelului de NO_2^-.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Testele folosite pot fi aruncate la gunoi. Ele nu prezintă toxicitate.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Pregătirea pentru analiza semi-cantitativă a NO^{3-} și NO^{2-} din apa de băut.

Fig. 2 Compararea cu scala furnizată de producător, a zonelor reactive.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Water_supply_and_sanitation_in_the_European_Union
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Water_supply_and_sanitation_in_Germany and following
3. http://www.eea.europa.eu/data-and-maps/indicators/nitrate-in-groundwater
4. https://en.wikipedia.org/wiki/N-(1-Naphthyl)ethylenediamine
5. http://store.galladechem.com/nitrate-test-strips-10-500-ppm-em-quant...

IDENTIFICAREA GAZELOR DE COMBUSTIE

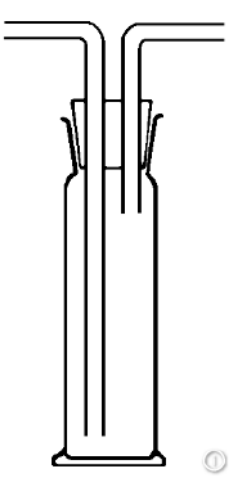
PREZENTARE GENERALĂ

În primii ani de studiu ai chimiei, elevilor li se prezintă conceptele de bază cum ar fi atomii și moleculele care sunt parte integrantă a materiei, precum și modul în care au loc reacțiile chimice din perspectiva rearanjării atomilor prezenți în reactivii studiați și formarea unor molecule noi care reprezintă produșii de reacție. În plus, ei trebuie să fie conștienți și de efectele energetice care însoțesc aceste reacții, precum și de impactul lor asupra mediului înconjurător.

Procesele de combustie oferă contextul cel mai potrivit pentru ilustrarea acestor fenomene. Combustibilii lichizi și/sau solizi sunt transformați în produse gazoase, iar procesul este însoțit de o eliberarea unei cantități uriașe de energie. Fiecare atom dintr-un anumit combustibil reacționează cu oxigenul pentru a produce (în general) compuși gazoși. Astfel, prezența unui anumit compus într-un gaz este dovada clară a existenței atomilor corespunzători în combustibilul respectiv. Compoziția gazelor de ardere poate fi monitorizată utilizând ceea ce numim noi, reactivi; adică substanțe care au o reacție specifică cu unul dintre compușii de evacuare a gazelor.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe:



Vas de spălare gaze, pompă de aer, furtun, pâlnie, hidroxid de calciu, apă de brom, sulfat de cupru (II).

Mode de lucru: Piesa de bază a echipamentului pentru acest experiment este "vasul de spălare gaze", așa cum puteți vedea și în imaginea alăturată.

Fluxul de gaz care urmează să fie investigat va fi introdus prin tubul din partea stângă. Barbotorul este umplut cu reactiv până la nivelul care permite contactul deplin între bulele gazului și reactiv. Nivelul lichidului nu trebuie să ajungă până la tubul de evacuare, astfel încât după ce a trecut prin reactiv, gazul să poate ieși din vasul de spălare. Dacă este necesar, puteți utiliza mai multe vase de spălareăn serie, care conțin diferiți reactivi.

În acest mod pot fi detectate cele mai obișnuite dintre gaze, cum ar fi:

(i) Dioxidul de carbon; o soluție de hidroxid de calciu va deveni turbidă din cauza precipitării carbonatului de calciu;
(ii) Dioxidul de sulf; o soluție maronie de apă de bom se va decolora în urma reacției cu dioxidul de sulf.
(iii) Vaporii de apă; pot fi detectați utilizând sulfat de cupru(II) anhidru care se albăstrește la contactul cu vaporii de apă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1,2]

Br_2 **$Ca(OH)_2$**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Ca^{2+}(aq) + CO_2(aq) + 2OH^-(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + H_2O(l)$

$SO_2(aq) + Br_2(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2Br^-(aq) + 4H^+(aq)$

$CuSO_4(s) + 5\ H_2O(l) \rightarrow CuSO_4.\ 5\ H_2O(s)$

CONCLUZII

Pentru detectarea gazelor de ardere, în acest experiment au fost utilizate tehnicile analitice calitative. Elevii au ocazia de a se familiariza cu reactivii și cu modul de utilizare al acestora. În plus, ei învață cum pot să își transpună observațiile în concluzii cu privire la compoziția combustibililor, precum și impactul acestora asupra mediului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluția alcalină cu hidroxid de calciu și soluția de apă de brom pot fi tratate ca și apele reziduale. Gazele de ardere vor fi eliberate în atmosferă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Începutul experimentului . (Ei bine, da, acesta este un Trabant adevărat!!)

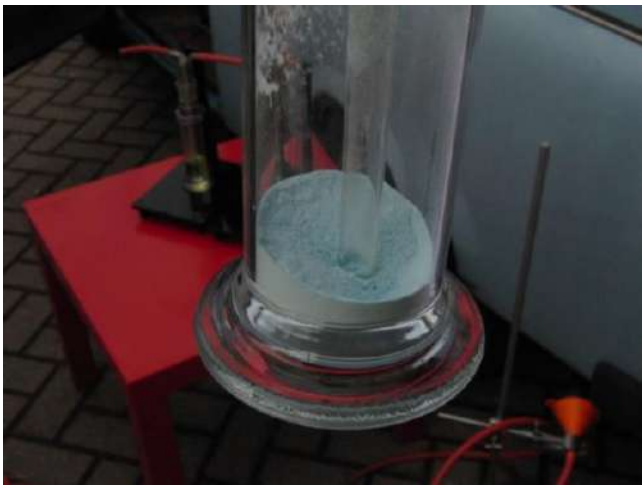


Fig 2. Sulfatul anhidru de cupru(II) devine albastru, indicând astfel prezența apei.

Fig 3. Dovada prezenței CO_2 și SO_2 .

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikipedia.org/wiki/bromine
2. http://en.wikipedia.org/wiki/cacium_hydroxyde

CE FEL DE PRODUSE EXPIRĂM?

PREZENTARE GENERALĂ

Elevii învață încă din primii ani de studiu că glucoza reprezintă sursa noastră primară de energie. Oxigenul transformă glucoza printr-o schemă complexă de reacții cunoscută sub numele de ciclul Krebs sau ciclul acidului citric cu eliberare de dioxid de carbon și apă. Băuturile îndulcite pe care le bem zilnic și alimentele ingerate furnizează organismului glucoză iar produsul de reacție părăsește organismul prin plămâni (reacția 1). Elevii vor vedea în acest experiment că într-adevăr respirația noastră conține mai mulți vapori de apă și dioxid de carbon decât există în aer.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe:

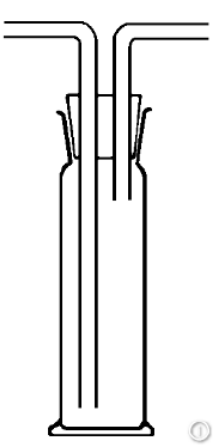
Vas spălător, apă de var, apă de brom, sulfat de cupru (II) anhidru.

Mod de lucru:

Piesa de bază a echipamentului pentru acest experiment este "vasul de spălare gaze", așa cum puteți vedea și în imaginea din stânga.

Vom folosi trei vase de spălare gaze legate în serie:

(i) în primul avem doar sulfat de crupru alb (II) pentru a putea detecta vaporii de apă; (reacția 2);
(ii) în al doilea barbotor avem apă cu hidroxid de calciu pentru a putea detecta dioxidul de carbon (reacția 3);
(iii) în al treilea avem apă de brom pentru detectarea dioxidului de sulf. (reacția 4).



Este importantă ordinea în care sunt legate vasele spălătoare pentru că aerul nu trebuie să fie saturat de vaporii de apă înaintea acțiunii sulfatului de cupru (II).

Vom începe experimentul conducând aerul prin vasele de spălare. Va dura puțin timp pentru absorbția substanțelor indicate, deoarece aerul conține vapori de apă și dioxid de carbon doar în cantități mici. Curentul de aer este introdus în conducta din partea stângă. Vasele de spălare sunt umplute cu reactiv până la nivelul care să permită un contact intens între bulele gazului și reactivul utilizat.

Nivelul lichidului nu trebuie să atingă tubul de evacuare pentru ca gazul să poată părăsi vasul de

spălare după ce a trecut prin reactiv. Vom supune apoi analizei aerul pe care îl expirăm. Inspirați adând și expirați lent într-un mic furtun conectat la vasul cu sulfat de cupru anhidru. S-ar putea să fie necesar să repetați manevra. Veți observa rapid colorarea în albastru a sulfatului de cupru (II), precum și turbiditatea soluției de apă de var. Nu ne așteptăm la vreo reacție cu apa de brom pentu că respirația noastră nu ar trebui să conțină dioxid de sulf.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1,2,3]

$CuSO_4$

Br_2

$Ca(OH)_2$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$C_6H_{12}O_6(aq) + 6O_2(aq) \rightarrow 6CO_2(aq) + 6H_2O(l) \quad (1)$$

$$CuSO_4(s) + 5H_2O(l) \rightarrow CuSO_4.5H_2O(s) \quad (2)$$

$$Ca^{2+}(aq) + CO_2(aq) + 2OH^-(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + H_2O(l) \quad (3)$$

$$SO_2(aq) + Br_2(aq) + 2\,H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2Br^-(aq) + 4H^+(aq) \quad (4)$$

CONCLUZII

În acest experiment am demonstrat că aerul expirat conține vapori de apă și dioxid de carbon în cantități detectabile. După cum era așteptat, nu s-a detectat dioxid de sulf în aerul expirat.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Apa de var și soluția de brom pot fi tratate ca și substanțe reziduale. Gazele de ardere sunt eliberate în aerul din mediul înconjurător. Sulfatul de cupru (II) trebuie eliminat în recipienți destinați colectării reziduurilor anorganice netoxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Începutul experimentului.

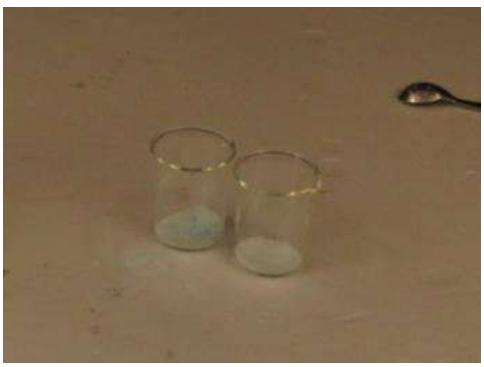


Fig 2. Detectarea apei.

Fig 3. Detectarea bioxidului de carbon. Din fericire, nu există bioxid de sulf în gazele pe care le expirăm

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikipedia.org/wiki/copper(II)_sulphate
2. http://en.wikipedia.org/wiki/calcium_hydroxyde
3. http://en.wikipedia.org/wiki/bromine

AMESTECURI RĂCITOARE

PREZENTARE GENERALĂ

Următorul experiment prezintă reacţia dintre hidroxidul de bariu şi tiocianatul de amoniu. Procesul endoterm ce poate fi observat pe parcursul acestei reacţii conferă experimentului un caracter interesant, senzaţional. În cursul reacției se realizează o reducere enormă a temperaturii (de aproximativ 30-40°C) prin drenarea energiei de la mediul înconjurător. Reacţia este utilizată pentru realizarea amestecurilor răcitoare în diferite domenii. [1,2,3]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Amestecaţi bine 40 g de hidroxid de bariu $Ba(OH)_2$ cu 21 g de tiocianat de amoniu NH_4SCN (de preferabil bine mărunțite pentru a asigura contactul cât mai intim între solide) într-un flacon Erlenmeyer de 250 de mL. Pentru a evidenţia efectul termic al reacției, folosiţi-vă de o bucată de lemn, umezită, deasupra căreia veţi pune flaconul Erlenmeyer înaintea adăugării reactanților. Partea de jos a acestuia va îngheţa împreună cu bucata de lemn. Ridicând flaconul, acesta va avea lipită de el bucata de lemn fiind astfel ilustrat clar efectul endoterm al reacției. Cu ajutorul unui termometru, puteţi sesiza marea variaţie a temperaturii care s-a produs în timpul reacției (de la temperatura camerei la -20°C).

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Hidroxidul de bariu este coroziv. Purtaţi echipament de protecţie când manevraţi această substanţă. Gazele emanate (amoniac NH_3) irită ochii şi sistemul respirator. Procedați cu atenție când amestecați cei doi reactivi pentru a evita inhalarea amoniacului produs. [1,2]

$Ba(OH)_2$

NH_4SCN

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Ba(OH)_2{\cdot}8H_2O_{(s)} + 2NH_4SCN_{(s)} \dashrightarrow Ba(SCN)_{2(s)} + 2NH_{3(g)} + H_2O_{(l)}$

CONCLUZII

Hidroxidul de bariu şi tiocianatul de amoniu reacţionează generând tiocianatul de bariu şi amoniacul gazos. Apa ca produs secundar, este generată în urma reacţiei ca urmare a existenței acesteia în structura cristalohidratului Ba(OH)2*8H_2O. Se produce o reacţie endotermă, deoarece ruperea legăturilor ionice consumă multă energie. Ruperea legăturilor ionice determină creșterea entropiei sistemului dat fiind că se generează un gaz (amoniacul NH_3) și un lichid (apa H_2O).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Nu turnaţi amestecul de reacție în chiuvetă, ci colectaţi-le într-un recipient destinat colectării deşeurilor de metale grele.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Tiocianatul de amoniu NH_4SCN înaintea adăugării clorurii de bariu $BaCl_2$.

Fig. 2 Amestecul de reacție rezultat după amestecarea celor doi reactanți. Amestecul devine o suspensie apoasă.

Fig. 3 Temperatura amestecului a scăzut 30°C în urma reacției.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_thiocyanate
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Barium_hydroxide
3. http://www.chemieunterricht.de/dc2/energie/en-v03.html

REACȚII ENDOTERME

PREZENTARE GENERALĂ

Una din solictările cele mai frecvente adresate elevilor, când se începe capitolul *Termochimie* este să dea exemple de **reacții exoterme**. Exemplele curg, în funcție de cunoștințele elevilor, de capacitatea lor integratoare, exemplificând de multe ori fenomene din cunoștințele lor generale, cele mai multe fiind de ardere. Acest lucru se datorește, evident, numărului mare de exemple care se pot da. Când însă li se cere să dea exemple de **reacții endoterme**, răspunsurile nu mai sunt atât de numeroase. Cele mai comune sunt descompunerea carbonaților (mai ales a celui de calciu), formarea ATP, sinteza glucozei în frunze.

În laborator una din reacțiile endoterme cele mai comune este cea dintre hidroxidul de bariu și o sare de amoniu (NH_4Cl sau NH_4SCN). Dacă se folosesc reactanți proaspeți și condiționați în formă fin divizată scăderea temperaturii este spectaculoasă, mult sub 0°C.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Așezați un pahar Berzelius pe o placă de lemn care a fost udată în prealabil cu câțiva mL de apă. Cântăriți separat 32 g hidroxid de bariu octahidrat $Ba(OH)_2*8H_2O$ și 10 g de clorură de amoniu NH_4Cl [1] și măsurați cu un termometru digital de tip sondă temeratura celor doi compuși. Adaugați în paharul Berzelius cei doi reactanți, amestecați bine cu o baghetă de sticlă și măsurați din nou temperatura amestecului. Notați modificările remarcate. Când observați scăderea temperaturii sub 0°C ridicați paharul Berzelius. Blocul de lemn pe care a fost așezat este lipit de pahar! Atenție la gazele care se generează în timpul reacției. Datorită degajării de amoniac reacția trebuie realizată în nișă sau într-un spațiu foarte bine ventilat.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [2]

Ba(OH)2 este caustic si iritant. Amoniacul degajat este toxic. Nu inspirați vaporii degajați!

NH_4Cl

$Ba(OH)_2$

NH_3

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Ba(OH)_2{\cdot}8H_2O_{(s)} + 2NH_4Cl_{(s)} \dashrightarrow BaCl_{2(s)} + 2NH_{3(g)} + H_2O_{(l)}$

CONCLUZII

Variația de entalpie a reacției este $\Delta H=+164$ $kJ \cdot mol^{-1}$, corespunzătoare unui proces endoterm [dacă produsul de reacție este considerat $BaCl_2(s)$]. Entropia reacției este pozitivă deoarece se generează un gaz: amoniacul NH_3 și un lichid H_2O reacția pornind de la compuși solizi. Variația de entropie pentru reacție este $\Delta S_{total} = +591$ $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ ceea ce duce la o variație a entalpiei libere ΔG negativă $\Delta G = \Delta H - T*\Delta S = 164000 - 293*591 = -9163$ $J \cdot mol^{-1}$[1] Dacă considerăm că se obține $BaCl_2*2H_2O$ la 25°C variațiile de entalpie $\Delta H=+63,6$ kJ/mol, de entropie $\Delta S=368$ J/K respectiv de entalpie liberă $\Delta G =-47,7$ k/j/mol ilustrează tot un proces endoterm spontan care evoluează deci chiar dacă ΔH este pozitiv. [3]
Temperatura scade la -22°C dacă reactanții sunt proaspeți. Carbonatarea hidroxidului de bariu poate afecta mult scăderea temperaturii. Datorită scăderii temperaturii apa dintre pahar și blocul de lemn pe care este așezat îngheață lipind cele două obiecte.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Clorura de bariu este toxică. Eliminați deșeurile într-un container folosit pentru colectarea reziduurilor metalice toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Hidroxidul de bariu $Ba(OH)_2$ amestecat cu clorura de amoniu NH_4Cl reprezintă un exemplu clasic de reacție endotermă. Paharul îngheață pe bucata de lemn umedă pe care fusese așezat.

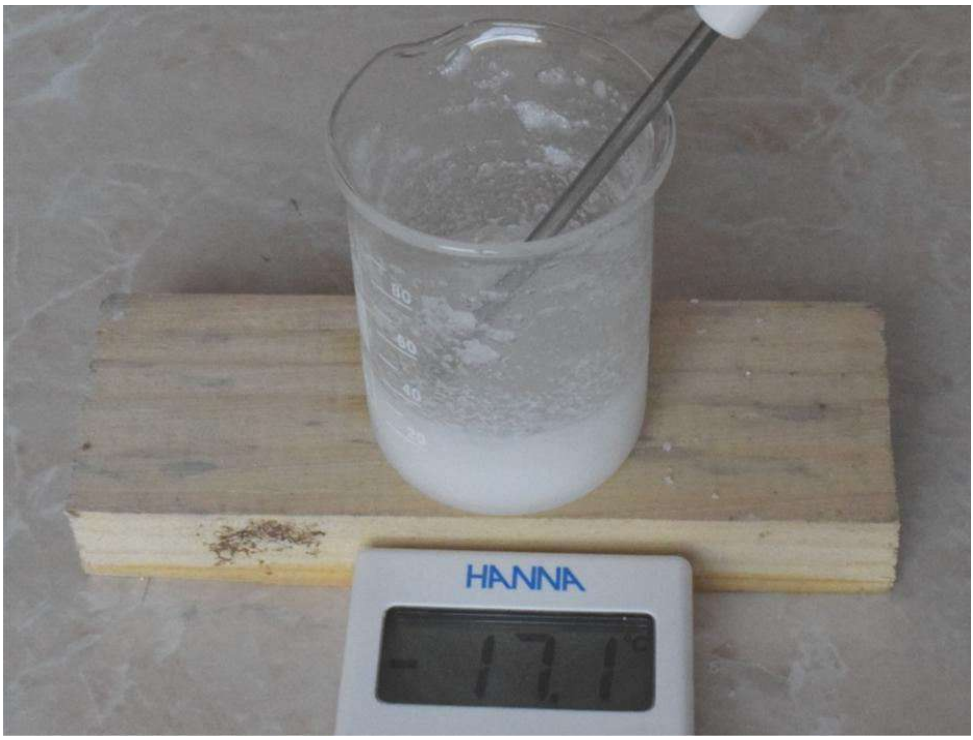


Fig. 2 Temperatura scade cu 37 grade de la 20°C la -17°C când se amestecă hidroxidul de bariu $Ba(OH)_2$ cu clorura de amoniu NH_4Cl

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/res00000739/endothermic-solid-solid-reactions
2. http://www.sigmaaldrich.com/catalog/search?term=ammonium+chloride& barium+hydroxide
3. Bassam Z. Shakhashiri; *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 11-13

SINTEZA REACTIVULUI SCHWEIZER

PREZENTARE GENERALĂ

O reacție spectaculoasă prin succesiunea de procese care se succed, și astfel foarte apreciată de elevi, este sinteza complexului hidroxid de tetraammino cupru (II) $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]*(OH)_2$ cunoscut și sub numele de reactiv Schweizer. Reactivul a fost numit după chimistul elvețian Matthias Eduard Schweizer (1818-1860) care a studiat proprietățile acestui compus.[1]

Sinteza acestui compus poate fi realizată la clasă la capitolul despre complecși, la studiul proprietăților celulozei, la sinteza acetilurii de cupru și uneori la identificarea ionilor de cupru(II). Complexul este ușor de preparat fiind totuși necesare precauții la mânuirea soluțiilor concentrate de amoniac, dovedindu-și versatilitatea și având în același timp proprietăți și aplicații neașteptate.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cântăriți 3,0 g $CuSO_4*5H_2O$ și plasați-le într-un pahar Berzelius de 150 mL. Adăugați apă până când soluția cântărește 50 g. Veți obține astfel o soluție de concentrație 3,84% dat fiind că s-a folosit un cristalohidrat. Adăugați acestei soluții 25 mL soluție NaOH 1.0M. Observați formarea unui precipitat gelatinos de culoare albastru deschis. Filtrați precipitatul, transvazați-l într-un alt pahar și adăugați o soluție concentrată de amoniac NH_3 25% până la dizolvarea completă a precipitatului.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Bazele alcaline sunt caustice. Mânuiți-le cu grijă. Soluțiile concentrate de amoniac sunt toxice și produc iritații puternice ale mucoaselor dacă sunt inhalați vaporii. Sulfatul de cupru este toxic pentru mediul acvatic și poate produce iritații. [2]

$CuSO_4$

NaOH

NH_3

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$CuSO_{4(aq)} + 2\ NaOH_{(aq)} \text{---> } Cu(OH)_{2(s)} + Na_2SO_{4(aq)}$

$Cu(OH)_{2(s)} + 4\ NH_{3(aq)} \text{---> } [Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]*(OH)_{2(aq)}$

CONCLUZII

Sulfatul de cupru precipită la adăugarea unei baze alcaline generând un precipitat gelatinos de hidroxid de cupru(II). Filtrarea se recomandă pentru eliminarea ionilor sulfat (SO_4^{2-}) care rămân în soluție iar la adăugarea de amoniac pot forma complexul de culoare albastru intens: sulfat de diamminocupru (II) $[Cu(NH_3)_4]*(SO_4)$. [3] Hidroxidul de cupru solid obținut în urma fitrării interacționează cu soluții apose de amoniac generând un compex de culoare albastru închis hidroxidul de tetraammin diaaquocupru(II) $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]*(OH)_2$ cunoscut sub numele de Reactiv Schweizer. Acesta poate fi folosit mai departe în diferite proceduri experimentale (a se vedea experimentul *Dizolvarea celulozei in Reactiv Schweizer)*.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Reactivul Schweizer nu poate fi stocat mult timp din cauza volatilității liganduluI (NH_3) reformând precipitatul albastru deschis de hidroxid de cupru $Cu(OH)_2$. Sărurile de Cu(II) sunt toxice pentru mediul acvatic. Eliminați Reactivului Schweizer sau soluțiile conținând săruri de cupru în recipienți destinați colectării reziduurilor anorganice puțin toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 O soluție de 3.84% de $CuSO_4$ este punctul de pornire pentru sinteza Reactivului Schweizer.

Fig. 2 Precipitat abundent de $Cu(OH)_2$ obținut la adăugarea NaOH 1M la soluția de sulfat de cupru.

Fig. 3 Precipitatul se dizolvă dacă se adaugă o soluție concentrată de amoniac 25%.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Schweizer's_reagent
http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results.aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=copper%20sulphate
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Tetraamminecopper(II)_sulfate
3. Bassam Z. Shakhashiri; *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 248

SINTEZA REACTIVULUI NESSLER ȘI IDENTIFICAREA IONILOR NH_4^+

PREZENTARE GENERALĂ

Sărurile de mercur erau folosite în trecut în diferite domenii: de la medicină la tehnica fotografică. Clorura de mercur $HgCl_2$, numită și sublimat coroziv a fost folosită la vindecarea sifilisului, la dezinfectarea rănilor cât și la păstrarea specimenelor biologice [1].

Iodura de mercur HgI_2 își găsește utilitatea în chimia analitică fiind folosită la prepararea Reactivului Nessler utilizat la identificarea ionilor de amoniu.[2,3] În zilele noastre compușii mercurului și-au păstrat doar această utilitate analitică. Sinteza Reactivului Nessler se face în trei etape: una de precipitare a iodurii de mercur, experiment foarte util în cadul capitolului de *Solubilitate* sau de *Reacții cu obținere de precipitate*; a doua de solubilizare a precipitatului, spectaculoasă prin natura ei de a genera un complex insolubil dintr-un precipitat portocaliu doar la adăugarea unui exces de reactiv, cu valențe pedagogice la capitolul *Combinații complexe* și o a treia etapă de alcalinizare a complexului folosindu-se NaOH sau KOH concentrat care duce la sinteza Reactivului Nessler. [4] În cele ce urmează se descriu cele trei etape:

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Prepară într-un pahar Berzelius de 100 mL o soluție saturată de $HgCl_2$ la 20°C – aprox 0,23M (**SOLUȚIA 1**) dizolvând 4,4 g $HgCl_2$ în 70 mL apă distilată (solubilitatea clorurii de mercur (II) este ~6g/100g H_2O la 20°C și crește la 36g/100g H_2O la 100°C). Observațiile personale nu confirmă însă aceste valori la 20°C. Pentru a ușura dizolvarea sării de mercur încălziți soluția permițând sării să se diolve, apoi răciți conținutul paharului înainte de a-l reacționa mai departe. **SOLUȚIA 2** este o soluție saturată obținută prin dizolvarea a 11 g de KI în cantitatea minimă de apă necesară (aprox. 10-11 mL apă). **SOLUȚIA 3** este o soluție 5M de NaOH pe care o preparați dizolvând 20 g NaOH solid în 100 mL soluție.[5]

Adăugați în picături SOLUȚIA 2 la SOLUȚIA 1. Observați modificările apărute în timpul adăugării când jumătate din SOLUȚIA 1 a fost reacționată. Continuați adăugarea. Ce observați. Opriți adăugarea când obțineți o soluție perfect limpede (urmăriți figurile 2-12). Pentru a finaliza sinteza Reactivului Nessler transvazați soluția într-un pahar Berzelius de 200 mL, adăugați 40 mL sol 5M NaOH, apoi diluați soluția până la un volum de 200 mL.

Puneți într-o eprubetă 3-5 mL soluție Nessler și adăugați în picături o soluție ce conține ioni amoniu (NH_4Cl, NH_4NO_3, amoniac soluție NH_4OH)). Notați observațiile experimentale.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Compușii cu mercur sunt toxici cumulativi, provoacă leziuni organelor și prezintă pericol pentru mediul acvatic. $HgCl_2$ este corozivă și sublimează ușor favorizând intoxicațiile acute. NaOH este foarte caustic.[6]

$HgCl_2$

HgI_2

Nessler reagent

NaOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Ecuațiile de preparare ale Reactivului Nessler sunt următoarele:

$$HgCl_{2\,(aq)} + 2KI_{(aq)} \longrightarrow HgI_{2\,(s)} + 2KCl_{(aq)}$$

$$HgI_{2\,(s)} + 2KI_{(aq)} \longrightarrow K_2[HgI_4]_{(aq)}$$

Ecuația reacției chimice dintre Reactivu Nessler și ionii de amoniu este:

$$2K_2[HgI_4]_{(aq)} + 4KOH_{(aq)} + NH^+_{4\,(aq)} \longrightarrow$$

$$\longrightarrow HgO{*}Hg(NH_2)I_{(s)} + 3H_2O + 7KI_{(aq)} + K^+_{(aq)}$$

in higher concentration a **BROWN PRECIPATE** is formed

$$3HgO{*}Hg(NH_3)_2I_2 \text{ and } NH_2{*}Hg_2I_3$$

CONCLUZII

Soluția foarte puțin solubilă de $HgCl_2$ (Soluția 1) este tratată cu iodură de potasiu (Soluția 2) generând un precipitat abundent portocaliu de iodură de mercur (II) HgI_2. Acest compus este mult mai puțin solubil în apă (<100ppm adică <0,01g/100mL H_2O). Continuând adăugarea iodurii se formează un complex: teraiodo mercuratul (II) de potasiu $K_2[HgI_4]$, foarte solubil în apă, astfel mediul de reacție devine din ce în ce mai limpede și se decolorează. Când nu se mai pune în evidență o colorație portocalie sinteza complexului este terminată. Soluția de complex, tratată cu NaOH 5M devine Reactivul Nessler. Acesta dă un precipitat brun cu orice soluție ce conține ioni de amoniu NH_4^+. Reacția

este atât de sensibilă încât se poate realiza și cu cantități infime de reactanți 0,3 μg NH_3/2μL [6].

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Datorită toxicității ridicate, toate soluțiile care conțin mercur se neutralizează cu reactivi speciali. Adunați toate reziduurile conținând mercur într-un recipient pentru reziduuri de metale grele.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Punctul de pornire a sintezei Reactivului Nessler o soluție de $HgCl_2$ cu volumul ~70ml.

Fig. 2 HgI_2 portocaliu, precipitat se formează la adăugarea KI saturat la o soluție ce conține săruri solubile de mercur.

Fig. 3 Precipitarea completă se atinge când raportul moar $HgCl_2$:KI este de 1:2.

Fig. 4 Adăugarea în continuare a KI dizolvă precipitatul de HgI_2 generând complexul solubil

Fig. 5 Soluția limpede obținută se transferă într-un pahar de 200 mL și se adaugă 40 mL sol 5M

Fig. 6 Diluați la 200 mL soluția finală și folosiți-o la identificarea ionilor de amoniu NH_4^+.

$K_2[HgI_4]$. NaOH.

Fig 7-8 NH_4Cl reacționat cu Reactivul Nessler.

Fig. 9-10 Acetat de amoniu CH_3COONH_4 reacționat cu Reactivul Nessler.

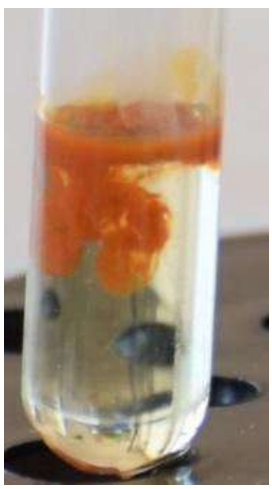


Fig. 11-12 Hidroxid de amoniu NH_4OH reacționat cu Reactivul Nessler.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Mercury(II)_chloride
2. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p. 250
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Mercury(II)_iodide
4. http://sites.chem.colostate.edu/diverdi/all_courses/CRC%20reference%20data/special % analytica l%20reagents.pdf
5. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ?search_type=CatalogSearch&SearchString=mercury%20iodide ...mercury%20chloride...etc
6. https://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_tetraiodomercurate(II)

TERMOCROMISMUL COMPUȘILOR DE MERCUR (II)

PREZENTARE GENERALĂ

Inele care-și schimbă culoarea, termometre pentru acvarii, tricouri "*hypercolor*", doze de bere care poartă inscripția "*satisfacție*" doar dacă este destul de rece, toate sunt realizate cu coloranți care prezintă proprietatea de a-și schimba culoarea odată cu schimbarea temperaturii. Aceste etichete sunt numite *termosensibile* și se bazează pe proprietatea de **termocromism** a anumitor substanțe. [1]

Lucrarea experimentală de față este o adaptare a experimentului anterior "*Sinteza Reactivului Nessler și identificarea ionilor amoniu*" întrucât face apel la sinteza iodurii de mercur HgI_2 respectiv la cea a $K_2[HgI_4]$.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Sinteza se reia cu cantități duble de reactivi pentru a se obține cantități mai mari de produși de reacție.

Iodura de mercur insolubilă HgI_2 se prepară prin dizolvarea a 9 g $HgCl_2$ în 150 mL apă distilată. Soluția rezultată se tratează cu o soluție saturată de KI (11g dizolvate în 11 mL apă). Se formează un precipitat abundent portocaliu de HgI_2. Împărțiți în două suspensia formată.
- o jumătate se filtrează și se lasă precipitatul filtrat să se usuce
- a doua jumătate din suspensia portocalie este tratată în continuare cu 5,5 g KI sub formă de soluție saturată. Se obține o soluție limpede de $K_2[HgI_4]$. Adăugați la aceasta 110mL $AgNO_3$ 0,3N. Observați formarea unui precipitat foarte fin, galben auriu. Filtrați precipitatul format, lăsați să se usuce și închideți-l într-un recipient brun pentru a preveni descompunerea cauzată de lumină. [2]

Puneți cele două substanțe obținute pe două hârtii de filtru pe care le așezați pe o plită încălzită la 150°C. Observați ce se întâmplă. Luați hârtia de filtru de pe plită și lăsați să se răcească. Observați din nou schimbările petrecute.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Compușii cu mercur sunt toxici cumulativi, provoacă leziuni organelor și prezintă pericol pentru mediul acvatic. $HgCl_2$, NaOH și $AgNO_3$ sunt

corozive. $AgNO_3$ este toxic pentru mediu având a puternică acțiune antimicrobiană. [3]

$HgCl_2$

Nessler's reagent

$AgNO_3$

HgI_2

NaOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$HgCl_{2\,(aq)} + 2KI_{(aq)} \longrightarrow HgI_{2\,(s)} + 2KCl_{(aq)}$$

red orange

$$\alpha\,HgI_{2\,(s)} \xrightarrow{126\,^{o}C} \beta HgI_{2\,(s)}$$

yellow

$$HgI_{2\,(s)} + 2KI_{(aq)} \longrightarrow K_2[HgI_4]_{(aq)}$$

Nessler Reagent

$$K_2[HgI_4]_{(aq)} + 2AgNO_{3(aq)} \longrightarrow Ag_2[HgI_4]_{(s)} + 2KNO_{3(aq)}$$

yellow precipitate

CONCLUZII

Iodura de mercur HgI_2 este un solid portocaliu la temperatura camerei. Când este încălzită la o temperatură peste 126°C devine roșie închis apoi culoarea se schimbă în galben limoniu. Odată răcită iodura de mercur, HgI_2 redevine portocalie din nou.

Tetraiodomercuratul de argint $Ag_2[HgI_4]$ este un solid de culoare galben auriu. Încălzit la peste 50°C devine roșu pentru ca la răcire să redevină galben. [4]

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Datorită toxicității ridicate atât pentru om cât și pentru mediu soluțiile care conțin mercur și argint se neutralizează cu reactivi speciali. Adunați toate reziduurile conținând mercur și argint într-un recipient pentru reziduuri de metale grele.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

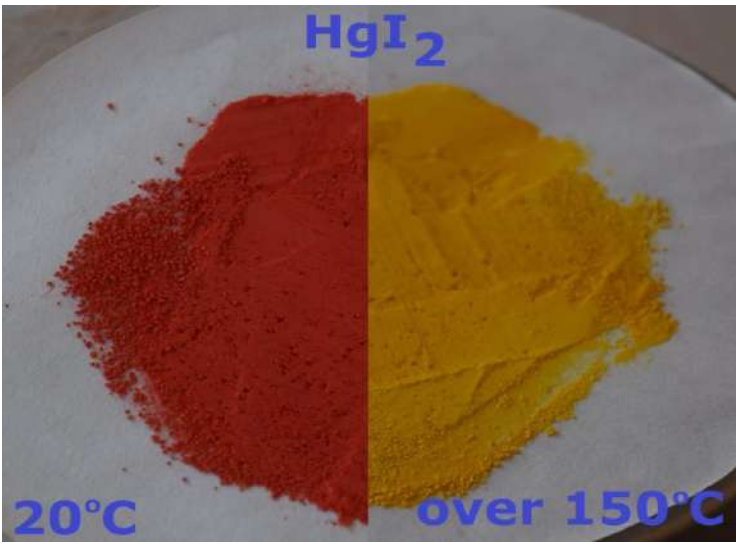


Fig. 1 Termocromismul iodurii de mercur HgI_2

Fig. 2 Sensibilitatea termică ilustrată de $Ag_2[HgI_4]$

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Thermochromism
2. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p. 250
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ?search_type=CatalogSearch&SearchString=mercury%20iodide ...mercury%20chloride...etc
4. https://www.tumblr.com/search/silver%20tetraiodomercurate

SOLUBILIZAREA HIDROXIDULUI DE ALUMINIU CU EXCES DE BAZE

PREZENTARE GENERALĂ

Hidroxidul de aluminiu $Al(OH)_3$ este un compus care se găsește în natură sub formă de zăcăminte. Cel mai comun mineral este bauxita $Al(OH)_3$, amestecată cu AlO(OH) și Al_2O_3. [1] $Al(OH)_3$ poate ilustra foarte bine caracterul amfoteric al unui compus, reacționând atât cu acizii cât și cu bazele.

- hidroxidul de aluminiu este folosit în farmacie ca antacid (medicament pentru arsuri gastrice) [2] $Al(OH)_3$ reacționează cu acidul clorhidric din stomac și reduce astfel senzația de arsură gastrică.

- datorită capacității sale de a reacționa cu bazele se restrânge utilitatea vaselor de bucătărie fabricate din aluminiu. Apa nu atacă aluminiul în ciuda potențialului electrochimic foarte înalt, datorită stratului său de oxid protector cu care se acoperă. Dacă o bază alcalină este prezentă însă în apă, metalul este atacat generând în final un complex $Na[Al(OH)_4]$ solubil în apă.

Capacitatea hidroxidului de aluminiu de a se solubiliza în soluții alcaline are importanță practică. Reacția pozitivă cu NaOH pentru un hidroxid insolubil permite aluminiului să fie diferențiat de celelalte metale care formează grupa a 3-a analitică prin faptul că hidroxizii insolubili ai altor metale nu se dizolvă în exces de bază adăugată. [3] Reacția poate fi ilustrată la clasă când se predau complecșii sau când se discută reacțiile de precipitare.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a demonstra la clasă această proprietate a hidroxidului de aluminiu trebuie să preparm o soluție apoasă de aluminiu (0,1M). Pentru aceasta putem folosi următoarele săruri de Al: $Al(NO_3)_3*9H_2O$, $Al_2(SO_4)_3$ sau chiar $KAl(SO_4)_2*12H_2O$ sau $AlCl_3$. Pentru a prepara 50 mL soluție $Al(NO_3)_3$ 0,1M cântăriți pe o sticlă de ceas 1.875g $Al(NO_3)_3*9H_2O$ (M=375,13), transferați sarea într-un balon cotat de 50 mL și aduceți la semn cu apă distilată respectând pașii necesari preparării unor soluții volumetrice.

Reactivul de precipitare este o soluție 0,2M de NaOH preparată prin cântărirea a 0,8 g NaOH solid urmată de dizolvarea acestei baze într-un balon cotat de 100 mL. Din cauza condiționării NaOH sub formă de pelete, care cântaresc fiecare 0,050-0,100 g s-ar putea să nu reușiți cântărirea exactă a acestei cantități.

Puneți într-o eprubetă 2 mL soluție $Al(NO_3)_3$ cu concentrația 0,1M și adăugați cu o pipetă Pasteur 3 mL soluție 0,2M de NaOH. Observați precipitatul ab gelatinos format. Continuați adăugarea agitând din când în când mediu de reacție. Observați dizolvarea precipitatului și obținerea unei soluții incolore limpezi. Pentru a forma un precipitat mai abundent se poate folosi o concentrație a sării de aluminiu de 0,2M.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Sărurile de aluminiu sunt iritante, azotații având caracter oxidant. Hidroxidul de sodiu este coroziv.

$Al(NO_3)_3*9H_2O$ **NaOH**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Al(NO_3)_{3(aq)}$ + 3 $NaOH_{(aq)}$ ---> $Al(OH)_{3(s)}$ + 3 $NaNO_{3(aq)}$

$Al(OH)_{3(s)}$ + $NaOH_{(aq)}$ ---> $Na[Al(OH)_4]_{(aq)}$

CONCLUZII

O soluție care conține ioni de Al^{3+} este limpede și incoloră însă este foarte sensibilă la prezența ionilor de hidroxil HO^- când formează un precipitat gelatinos de $Al(OH)_3$ evidențiat în soluție prin apariția unei tulbureli. Aceasta se datorează produsului de solubilitate foarte scăzut pe care-l are acest hidroxid $K_S = 3x10^{-34}$. [3] Cantitatea de precipitat formată este maximă când se atinge un raport molar NaOH:Al^{3+} 3:1. Continuând adăugarea bazei, precipitatul se dizolvă în cele din urmă soluția devenind incoloră și limpede datorită formării unui complex solubil în apă de tetrahidroxo aluminat de sodiu $Na[Al(OH)_4]$.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

După o prealabilă diluție amesteul de reacție poate fi eliminat la canal. [4] Cu toate acestea este recomandabil să colectați resturie care conțin aluminiu în recipieți folosiți pentru deșeuri metalice mai puțin toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Soluție limpede de $Al(NO_3)_3$ 0,1M

Fig. 2 Precipitatul de $Al(OH)_3$ format la adăgarea de NaOH

Fig. 3 Excesul de bază determină dizolvarea hidroxidului

Fig. 4 Se formează un complex solubil în apă de $Na[Al(OH)_4]$

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Bauxite
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Aluminium_hydroxide
3. http://www4.ncsu.edu/~franzen/public_html/CH201/data/Solubility_Product_Constants.pdf
4. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p 137-138

SOLUBILIZAREA HIDROXIDULUI DE ZINC CU EXCES DE HIDROXID DE SODIU

PREZENTARE GENERALĂ

Zincul este un metal ce apare de cele mai multe ori în formă ionică și rareori legat covalent în compuși organozinc. Când zincul este în formă ionică, acesta de cele mai multe ori este sub forma unei combinații complexe.

Oxidul și hidroxidul de zinc au proprietăți amfotere, reacționând atât cu acizii cât și cu bazele. Prezenta demonstrație experimentală ilustrează capacitatea hidroxidului de zinc de a reacționa cu bazele alcaline cu formarea unei combinații complexe de tetrahidroxo zincat de sodiu $Na_2[Zn(OH)_4]$ interpretat în trecut ca fiind o asociere liniară de ioni ZnO_2^{2-}.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Preparați o soluție de azotat de zinc $Zn(NO_3)_2$ 0,2M și una de hidroxid de sodiu NaOH 0,4M. Turnați într-o eprubetă 3 mL din soluția de azotat de zinc și picurați peste aceasta, cu o pipetă Pasteur, soluția alcalină preparată. Observați ce se întâmplă în eprubetă. Continuați adăugarea până când nivelul soluției din eprubetă este dublul celei inițiale. Notați observațiile făcute pe parcursul adăugării.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

NaOH

$Zn(NO_3)_2$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Zn(OH)_2 + 2\ HCl \dashrightarrow ZnCl_2 + 2\ H_2O$

$Zn(OH)_2 + 2\ NaOH \dashrightarrow Na_2ZnO_2 + 2\ H_2O$

$Zn(OH)_2 + 2\ OH^- \dashrightarrow [ZnO_2]^{2-} + 2\ H_2O$

CONCLUZII

La adăugarea de hidroxid de sodiu la o soluție conținând ioni de zinc (în acest caz azotat de zinc) se formează un precipitat alb gelatinos de hidroxid de zinc $Zn(OH)_2$. Dacă adăugarea de bază alcalină depășește raportul stoechiometric de 1:2 Zn^{2+}:HO^- se observă dizolvarea precipitatului gelatinos cu formarea unei soluții incolore, limpezi a unui complex de zinc numit tetrahidroxo zincat (II) de sodiu $Na_2[Zn(OH)_4]$.

Când raportul stioechiometric Zn^{2+}:HO^- ajunge să fie 1:4 precipitatul alb de hidroxid de zinc este complet dizolvat.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Eliminați la canal soluțiile utilizate după o prelabilă diluare cu apă. Evitați contactul complexului de zinc cu obiecte din aluminiu.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Soluție limpede de azotat de zinc

Fig. 2 Apariția hidroxidului de zinc la adăugare de bază alcalină

Fig. 3 Excesul de hidroxid de sodiu dizolvă precipitatul

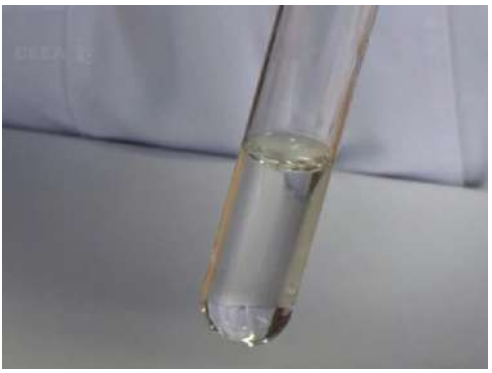


Fig. 4 Soluție limpede de tetra hidroxozincat de sodiu $Na_2[Zn(OH)_4]$

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://tr.wikipedia.org/wiki/Amfoter
2. http://hbogm.meb.gov.tr/modulerprogramlar/kursprogramlari/kimya/moduller/Metaller2.pdf
3. http://megep.meb.gov.tr/mte_program_modul/moduller_pdf/B Grubu Elementleri-2.pdf

STINGEREA UNEI FLĂCĂRI CU AJUTORUL DIOXIDULUI DE CARBON

PREZENTARE GENERALĂ

Acest experiment prezintă stingerea unei flăcări folosindu-ne de dioxidul de carbon. CO_2 este produs dintr-o reacţie a carbonatului de calciu $CaCO_3$ (calcarului) cu acidul clorhidric HCl. Dioxidul de carbon are o densitate mai mare decât aerul, astfel că va coborî la nivelul solului, înlocuind aerul respirabil. Este folosit la stingerea flăcărilor, deoarece înlocuieşte oxigenul. Extinctoarele cu dioxid de carbon sunt eficiente în cazul incendiilor mici sau a celor electrice. Substanţa nu va cauza deteriorarea echipamentului electric și nici nu produce scurtcircuite cum s-ar întâmpla în cazul folosirii apei la stingerea incendiului. [1,2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

O cantitate redusă de calcar, $CaCO_3$ este depusă într-un pahar Erlenmeyer, închis cu un dop ce prezintă două găuri în interior. Primei găuri îi este ataşată o pâlnie de picurare cu acid clorhidric, HCl (C=2 mol/L), iar celei de-a doua găuri i se fixează un tub de sticlă, curbat care este continuat cu un tub flexibil de cauciuc. La deschiderea robinetului pâlniei de picurare, acidul clorhidric întră în flaconul Erlenmeyer, picăturile sale intră în reacţie cu calcarul şi formează dioxidul de carbon. Prin tubul de sticlă și cauciuc gazul generat în cursul reacției se va scurge din sistem. În locul montajului siplu descris mai sus se poate folosi și un dispozitiv mai elaborat (aparatul Kipp) care este conceput special pentru generarea gazelor în laborator, folosind aceleași ingrediente: HCl și $CaCO_3$.

Dacă aşezăm într-un pahar Berzelius de 250 mL o lumânare aprinsă în interior (o pastilă) și conducem tubul din care iese dioxid de carbon la gura paharului vom observa că după câteva secunde, lumânarea se stinge, paharul s-a umplut cu dioxid de carbon.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Acidul clorhidric diluat este coroziv pentru metale.

HCl

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

CONCLUZII

Dioxidul de carbon are densitate mai mare decât aerul. Astfel dacă acest gaz este scurs într-un recipient va înlocui aerul din acesta. Lipsind aerul, lumânarea se stinge, dioxidul de carbon fiind un gaz care nu arde și nu întreține arderea.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Substanţele rămase pot fi diluate cu apă şi turnate în chiuvetă după o prealabilă decantare a solidului $CaCO_3$ rămas nereacționat.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Extinctor în laboratorul de chimie

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Kral P. et al., *Einfachechemische Experimente für Schule und Ausbildung, Klett edition, 1989, p.59*
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Carbon dioxide

REACȚIA ALUMINOTERMICĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Experimentul de mai jos demonstrează modul în care trebuie realizată reacţia aluminotermică puternic exotermă (un amestec din aluminiu Al şi oxid de fier(III) Fe_2O_3 numit și termit). În timpul reacţiei, oxidul de fier(III) se reduce la fier, iar aluminiul este oxidat. Din cauza exotermicității foarte mari a reacției, fierul rezultat se topeşte şi se scurge din vasul de reacţie.

Această reacție este folosită în industria construcţiei de căi ferate (la sudarea șinelor de cale ferată). Termitul are nevoie de o energie de activare a reacţiei de aproape 1500°C. Căldura poate proveni de la un arzător de gaz, alimentat cu propan și oxigen sau generată de un aprinzător special pentru reacția termitului care se bazează pe reacția de ardere a magneziului. Pentru siguranţă, aprinzătorul este aprins în afara amestecului de termit imersându-se apoi în amestecul de reacție.

Termitul nu trebuie stins cu apă sau să intre în contact cu umezeala. În caz contrar, se produce o reacţie redox, în care apa este redusă de către metalul reactiv, la hidrogen. Astfel se poate declanşa o reacţie explozivă, în care material incandescent să fie expulzat din mediul de reacție. De asemenea, există pericolul ca amestecul de hidrogen şi oxigen (oxihidrogenul generat) să explodeze. Din aceste motive, este recomandat ca amestecul pentru reacția aluminotermică să fie depus pe o suprafaţă uscată. [1, 2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale

Termit (amestec de Al și Fe_2O_3 (poate fi achiziţionată din surse comerciale);
Ghiveci pentru flori din argilă (înălţime: 8,5cm; lăţime totală în partea superioară: 8,7cm);
Stativ cu suport pentru ghiveci
Două inele pentru stativ (unul are un diametru mai mic decât deschiderea ghiveciului de argilă, celălalt trebuie să fie aproape cât deschiderea superioară a ghiveciului)
Un recipient din oțel galvanizat (de minim 12 litri, cu diametru de 30 de cm, pe jumătate umplut cu nisip)
Aprinzător pentru amestecul aluminotermic (de achiziţionat de la [3])
Micro-arzător
Monede din aluminiu sau cupru
Ochelari de protecţie

Poziţionaţi suportul pe un loc neted, drept, având grijă ca niciun obiect, material inflamabil să nu fie mai aproape de 2 metri. Cele două inele pentru stativ sunt ataşate acestuia în aşa fel încât ghiveciul de flori să fie deasupra recipientului din oțel galvanizat, umplut cel puţin pe jumătate cu nisip. Inelul de susţinere de dedesubtul ghiveciului trebuie să fie mai îngust decât baza acestuia pentru ca ghiveciul să se așeze pe acesta, iar al doilea inel de susţinere susține ghiveciul în partea lui superioară, împiedicând mişcarea acestuia sau chiar răsturnarea. Baza ghiveciului nu trebuie să fie poziţionată mai sus de 40 de cm deasupra recipientului cu nisip. Realizaţi o deschidere uşoară asemeni unei cavităţi în mijlocul nisipului din recipientul de oțel. În aceasta va curge fierul brut rezultat în urma reacţiei. Orificiul de la baza ghiveciului trebuie acoperit cu o monedă de aluminiu sau de cupru pentru a împiedica scurgerea amestecului de reacție înainte de inițierea procesului chimic (temitul este condiționat sub forma unui amestec pulverulent).

Puneţi în ghiveci soluţie de termit acoperind 3-4 cm, ceea ce înseamnă cam 150-180 de grame. Aveţi în vedere distanţa de siguranţă pentru obiecte şi materiale inflamabile (inclusiv recipientul original al termitului şi beţele pentru aprindere). Aprindeţi băţul pentru combustia termitului cu un arzător, aruncaţi-l în ghiveciul de flori, după care retrageţi-vă rapid mâna şi reveniţi în zona de siguranţă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Atenție când inițiați reacția. Datorită posibilității eliminării de particule incandescente există riscuri asociate incendiilor sau arsurilor. Mănuşile de protecţie sunt recomandate, în schimb ochelarii de protecţie sunt absolut necesari. Păstraţi distanţa până când din recipientul aflat sub ghiveciul în care a avut loc reacția nu mai sar scântei.

Fe_2O_3 **Al**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Fe_2O_{3\,(S)} + 2Al_{\,(S)} \dashrightarrow 2Fe_{\,(S)} + Al_2O_{3\,(S)}$

CONCLUZII

După ce aţi urmărit reacţia puternic exotermă, lăsaţi amestecul din recipient să se răcească. Observați fierul incandescent adunat în nisipul din recipientul de sub ghiveciul în care a avut loc reacția. Fierul brut obţinut poate fi analizat observând proprietăţile pe care le are: luciu metalic, densitate, interacția cu un magnet etc.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Produșii de reacție pot fi aruncați în coşul pentru deşeuri menajere.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1: Construirea stativului

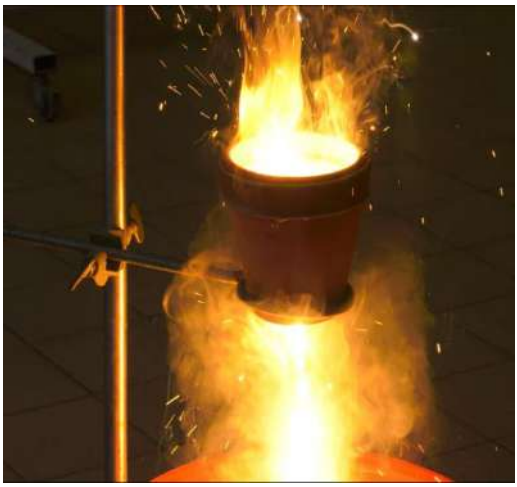


Fig. 2: Reacţia termitului

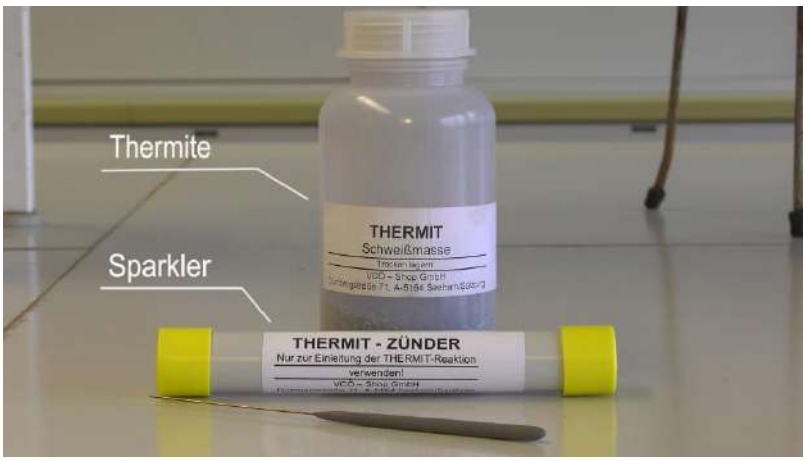


Fig. 3: Soluţia de termit folosită la reacţie şi beţele pentru combustie (sparklers)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Obendrauf V., *Thermit-Versuch: Zweckmäßige Zünderstattzeitraubende Zündmischungen* Chemie und Schule (Salzburg),vol. 3 (2001)*, p. 9-20*
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Exothermic_welding
3.http://vcoe.or.at/shop/index.php

MONEDE DIN AUR

PREZENTARE GENERALĂ

Obţinerea aurului din diverse alte substanţe a reprezentat una dintre marile preocupări ale alchimiei. De-a lungul timpului au existat numeroase încercări de a produce aur folosind materiale ieftine. Astăzi, este ştiut faptul că e imposibil să se obţină aur din alte substanţe prin intermediul unei reacţii chimice. Un material care mimează aurul și se poate obție foarte ușor este alama, care este un aliaj de Cu-Zn. [1, 2, 3]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Folosiţi un pahar Berzelius în care dizolvaţi 4 g de hidroxid de sodiu în 50 de mL de apă. Turnaţi soluţia de hidroxid de sodiu împreună cu 25 de grame de pulbere de zinc într-o capsulă de porţelan. Aşezaţi vasul de porţelan pe plasa de sârmă deasupra unui bec de gaz. Porniți becul de gaz, încălziţi suspensia, amestecând mereu până când ajunge la fierbere. Cu ajutorul unui cleşte, introduceţi o monedă de cupru în soluţie (cele care se pretează acestui experiment sunt modele de 1, 2 și 5 eurocenți respectiv cele de 5 bani). După 30 de secunde, moneda este acoperită cu un strat de culoare argintie. Tot cu ajutorul cleștelui, luaţi capsula de porţelan de pe plasa de sârmă, scoateţi cu grijă moneda şi limpeziţi-o sub jet de apă. Uscaţi-o cu o cârpă de bumbac. Puteți să faceți experimentul cu mai multe monede pe care le așezați succesiv de așa manieră încât ele să nu se acopere când sunt în capsula de porțelan. În continuare, încălziţi moneda argintie în flacăra unui arzător Bunsen; veţi observa cum culoarea se schimbă din argintiu în auriu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Soluţia concentrată de hidroxid de sodiu este foarte corozivă. Ochelarii de protecţie şi mănuşile de cauciuc trebuie purtate pe toată durata experimentului şi în timpul manevrării soluţiei.

Acordaţi multă atenţie manevrării pulberii de zinc; în urma încălzirii, aceasta emană vapori toxici. Substanţa este un puternic agent reducător, reacţionând violent la contactul cu oxidanţi. De asemenea, reacţionează la contactul cu apa; când întâlneşte acizi sau baze, reacţionează violent formând gaze inflamabile, explozive.

NaOH

Zinc

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Zn_{(s)} + 2\ H_2O_{(l)} + 2\ NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2Zn(OH)_{4(s)} + H_{2(g)}$$

CONCLUZII

În mediul puternic alcalin, zincul reacţionează pentru a produce hidrogen şi tetrahidroxozincat de sodiu. În următoarea etapă a reacţiei, zincul se depune pe suprafaţa de cupru. După lustruirea cu o cârpă moale, observați că moneda de cupru este acoperită cu un strat argintiu lucios de zinc, aspect care poate fi ușor confundat cu cel al unei monede de argint. În urma încălzirii pe becul de gaz, a monedei argintii, zincul depus în strat superficial pe moneda de cupru se topește și se aliază cu cuprul aflat dedesubt. Se formează, la suprafața monedei, un aliaj auriu strălucitor (alama), care mimează cu succes aspectul de aur al monedei noastre.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Pentru eliminarea resturilor diluaţi suspensia de zinc cu hidroxid de sodiu cu apă şi turnaţi-o în chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Monedă de cupru (stânga), acoperită cu zinc (mijloc), care a căpătat culoare aurie în urma încălzirii formând alamă (dreapta).

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Roesky H.W.; Möckel K., *Chemische Kabinettstücke;* 1th edition, Pearson 1996
2. Friedrich R. Kreißl, *Feuer und Flamme, Schall und Rauch*; Verlag Chemie; Weinheim 2003; p.227f
3. https://www.cdc.gov/niosh/ipcsneng/neng1205.html
4. https://www.cdc.gov/niosh/ipcsneng/neng0360.html

EXPERIMENTE CU AZOT LICHID

PREZENTARE GENERALĂ

Azotul lichid (LN or LN2) este o formă agregată a acestui gaz, care fierbe în condiţii de presiune obişnuită la 77 K (-196 °C). Azotul lichid este produs industrial în cantităţi mari, împreună cu oxigenul lichid prin distilarea aerului lichid. În stare lichidă, acesta prezintă nişte proprietăţi spectaculoase, schimbarea culorii materialelor tratate cu azot lichid, modificarea volumului, deformabilitatea, friabilitatea etc. [1,2, 3]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a testa **schimbarea culorii materialelor**, introduceţi în două eprubete sulfat de cupru şi respectiv floare de sulf (cam 3 cm). Aşezaţi eprubetele într-un recipient ce conţine azot lichid. După puţin timp, veţi observa culorile foarte strălucitoare, luminoase.

Pentru a observa **modificarea volumului**, umflaţi un balon, legaţi-l şi aşezaţi-l într-un vas gol de plastic. Introduceţi în vas azotul lichid; veţi sesiza micşorarea volumului balonului din cauza condensării (lichefierii) aerului din interiorul său. Pentru a testa **friabilitatea**, puneţi o floare într-un pahar Berzelius umplut cu azot lichid. Extrageţi floarea şi zdrobiţi-o cu un ciocan sau loviți-o pur și simplu de masă. Procedaţi la fel cu un cârnat; după scoaterea din azotul lichid, acesta poate fi sfărâmat cu uşurinţă. **Schimbările de formă** pot fi testate prin lovirea cu ciocanul a unui tub de cauciuc în condiţii atmosferice obişnuite, după ce acesta a fost ţinut în azot lichid.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Azotul lichid este o substanţă foarte rece (punctul de fierbere este foarte scăzut: -196 °C), Manevrați cu precauție deoarece există pericolul degerăturilor. Manipulaţi folosind mănuşi izolatoare şi ochelari de protecţie.

CONCLUZII

Azotul lichid este foarte rece, tot ce vine în contact cu acesta îngheaţă în câteva secunde și devine foarte casant. Din această cauză, o floare, care este moale odată înghețată în azot lichid devine casantă și se poate sparge în mii de cioburi dacă este lovită cu ciocanul sau de masă.

Lichidul necesită mai puţin spaţiu decât gazul, ceea ce reprezintă un avantaj pentru depozitare. Din această cauză balonul umflat cu aer și-a micșorat volumul deoarece aerul care-l umplea a devenit lichid (la imersarea în azot lichid) și a ocupat un spațiu mai mic.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Nu turnaţi înapoi azotul lichid în rezervorul de provenienţă din cauza îmbogăţirii sale cu oxigen. Permiteţi-i să se evapore lent.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

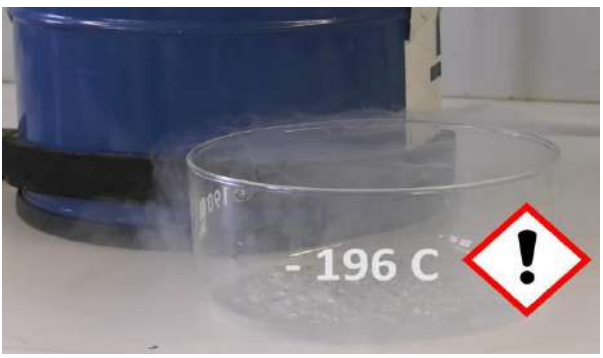


Fig. 1: Fierberea azotului lichid dacă este ținut la temperatura camerei

Fig. 2,3: Experimentul de schimbare a volumului

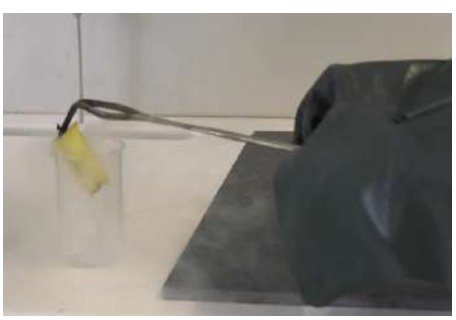


Fig. 4,5: Obiecte moi devin casante odată înghețate în azot lichid (în acest caz un măr)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Kral P. et al.: *Einfache chemische Experimente für Schule und Ausbildung,* Edition Klett 1989, p. 107
2. http://www.seilnacht.com/versuche/experin2.html
3. http://www.univie.ac.at/pluslucis/PlusLucis/951/n2.pdf

DESCOMPUNEREA TRIIODURII DE AZOT

PREZENTARE GENERALĂ

Triiodura de azot este binecunoscută datorită instabilității sale accentuate fiind sensibilă, în stare uscată, la orice atingere sau flacără. Se descompune spontan, generând explozii, uneori numai sub influența unui curent de aer sau la atingerea unei pene.

Descoperită acum două secole (fiind prima dată descris de Bernard Courtois in 1812) [1] are o valoare comercială redusă datorită sensibilității sale extreme la șocuri. Astfel sinteza triiodurii de azot se face doar ocazional, pentru demonstrații care scot în evidență ”latura bubuitoare” a chimiei. Este o realitate faptul că multe persoane, care nu studiază chimia în detaliu, consideră această disciplină una plină de culori sau de bubuituri produse in laborator ☺.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Se pot aplica mai multe proceduri experimentale pentru sinteza acestui compus în laborator. Majoritatea însă se bazează pe adăugarea iodului elementar fin măcinat (un vârf de spatulă [3] sau 0.5 g [4]) la o soluție concentrată 25% de amoniac (10 mL). Amestecul poate fi lăsat să stea câteva ore pentru perfectarea reacției după care puteți filtra amestecul, spăla solidul cu etanol pentru eliminarea resturilor de iod nereacționat și plasa solidul negru filtrat și încă umed pe o hîrtie de filtru la uscat într-un loc ferit, de preferință într-o nișă fără ventilația pornită.

Pentru accelerarea procesului de uscare unele proceduri experimentale recomandă spălarea precipitatului cu eter etilic (ATENȚIE Foarte inflamabil!!!) [3] pentru a permite uscarea mai rapidă a precipitatului.

Odată uscat preipitatul apropiași-vă doar folosind echipament complet de protecție (ochelari, halat, mănuși). Când precipitatul este complet uscat apropiați de acesta o pană legată de un băț de 1 m lungime. Observați descompunerea imediată a precipitatului la atingere cu un tunet puternic și degajarea unui gaz violet de vapori de iod.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Iodul este un reactiv periculos. Acesta poate cauza iritații ale pielii, mucoaselor și ochilor, este toxic pentru mediul acvatic și corodează metalele. [2]. Soluțiie concentrate de amoniac sunt toxice dacă sunt înghițite sau dacă se inhalează vaporii.

NH_3 **I_2**

NI_3*NH_3 ATENȚIE! Produsul de reacție este un exploziv de contact.

Asigurați-vă că sunt respectate toate măsurile de protecția muncii, protejați participanții și nu permiteți apropierea străinilor de locul unde se realizează experimentul.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Ecuația reacției chimice este destul de complexă. Unele surse [5] o prezintă mai simplificat. Varianta de mai jos este un exemplu suficient de riguros pentru ilustrarea structurii triiodurii de azot ca un aduct cu amoniac.

$2\ NH_{3(aq)} + 3\ I_{2(s)} \text{---> } NI_3*NH_{3(s)} + 3\ HI_{(aq)}$

CONCLUZII

Triiodura de azot este un exploziv de contact deorece de descompune spontan la atingere, generând mari cantități de gaze. Este atât de instabil încât chiar atingerea unei pene declanșează explozia. Ca și în cazul structurii triiodurii de azot există mai multe păreri în ceea ce privește ecuația reacției chimice de descompunere a acestuia. Ținând cont de degajarea unui nor abundent violet de iod gazos trebuie luată în considerare prima reacție din setul de reacțiid e mai jos. Dacă norul rezultat în urma exploziei are un aspect albicios, datorită formării prezumtive de iodură de amoniu, atunci reacția a doua de mai jos trebuie luată în considerare. Probabil că ambele reacții pot să aibă loc prevalența uneia din ele fiind determinată de temperatură și/sau de cantitatea compusului folosit.

$2\ NH_3*NH_{3(s)} \text{---> } 3\ I_{2\,(g)} + 2\ NH_{3(g)} + N_{2(g)}$

$8\ NH_3*NH_{3(s)} \text{---> } I_{2\,(g)} + 6\ NH_4I_{(s)} + 5\ N_{2(g)}$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

După realizarea descompunerii (dacă se lucrează în nișă) porniți ventilația pentru a asigura eliminarea în siguranță a vaporilor rezultați. Spălați restul de hârtie de filtru pe care se găsea triiodura de azot cu o soluție de NaOH 5M pentru eliminarea oricăror urme de compus exploziv. Dacă locul reacției este pătat cu iod elementar spălați locul cu o soluție 1M de tiosulfat de sodiu $Na_2S_2O_3$.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Precipitatul umed de triiodură de azot

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Nitrogen_triiodide
2. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ? search_type=CatalogSearch&SearchString=iodine or =ammonia
3. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge; VCH 1996, page 292-293
4. http://www.rsc.org/Education/EiC/issues/2010May/ExhibitionChemistry.asp
5. www.craftychemist.net/inorganic/wp-content/uploads/2008/09/3010l1final4.doc

GRAVAREA STICLEI CU ACID FLUORHIDRIC

PREZENTARE GENERALĂ

Acidul fluorhidric HF este un acid slab utilizat la rafinarea benzinelor cu cifră octanică ridicată sau la prepararea sintetică a criolitului utilizat la fabricarea aluminiului. Soluția apoasă de acid fluorhidric dizolvă sticla. Din această cauză aceste soluții sunt condiționate în flacoane de polietilenă. Datorită faptului că dizolvă sticla, acidul fluorhidric este folosit la gravarea sticlelor/geamurilor. O utilitate practică a acestei proprietăți este și curățarea, în laboratorul de chimie, a baloanelor de sticlă folosite la diferite sinteze, în care sunt depuse impurități foarte greu de eliminat. Clătirea acestor baloane cu soluție de acid fluorhidric, urmată de clătire cu apă din abundență, elimină un strat superficial de sticlă lăsând interiorul balonului curat și fără impurități.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Capacitatea acidului fluorhidric, de a dizolva sticla, este demonstrată print-un experiment cu mare priză la elevi: gravarea unei bucăți de sticlă pe care este reprezentată o imagine sau un logo. Pentru experimentul următor lucrați într-o nișă bine venitlată pentru a împiedica inhalația vaporilor de acid fluorhidric care sunt toxici.

Luați o placă de sticlă de de mărime potrivită (20x20 cm sau 30x30 cm) ale cărei margini ați prelucrat-o inițial cu hârtie abrazivă pentru a elimina muchiile tăioase. Acoperiți-o cu un strat subțire și uniform de parafină prin picurarea unei cantități de parafină dintr-o lumânare și încălzirea cu atenție a întregii sticle deasupra unui bec de gaz. Când stratul subțire de parafină este întărit schițați cu o șurubelniță subțire o imagine/logo pe sticla respectivă zgâriind stratul superficial de parafină.

Aplicați cu un burete soluție de acid fluorhidric pe întreaga suprafață a sticlei. Repetați procedura după câteva minute asigurându-vă că zonele zgâriate sunt în contact cu acidul fluorhidric. Apoi spălați sticla sub un jet de apă asigurând eliminarea în totalitate a acidului. Eliminați cu ajutorul unui șpaclu, apoi folosind un solvent, parafina rămasă pe sticlă. Curățați orice rest rămas cu ajutorul unor unelete potrivite (ex. șurubelniță). Eliminați cu un solvent potrivit petele de parafină care au rămas pe sticlă (hexan, xilen). Observați rezultatul acțiunii acidului fluorhidric asupra sticlei.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HF **Xilen sau hexan**

Acidul fluorhidric cauzează leziuni foarte grave ale pielii, care nu sunt observabile imediat datorită faptului că HF atacă și terminațiile nervoase împiedicând impulsurile nervoase ale durerii să ajungă la creier. Arsurile cu HF sunt evidente în general mai târziu, a doua zi. Datorită absorției sale rapide prin piele sau mucoase pătrunde în organism unde atacă oasele producând decalcifieri periculoase. Manevrați cu mare atenție acest compus!!!

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$SiO_2 + 4\,HF \rightarrow SiF_4 + 2\,H_2O$$

$$SiF_4 + 2\,HF \rightarrow H_2SiF_6$$

CONCLUZII

Parafina izolează sticla de agenții chimici din exterior. În momentul în care acest strat superficial este zgâriat cu o șurubelniță, pe urma zgârieturii sticla nu mai este izolată de exterior. Aplicarea cu buretele a soluției de acid fluorhidric determină corodarea sticlei în zona zgâriată după reacțiile chimice prezentate mai sus. Dioxidul de siliciu din sticlă se transformă într-un compus solubil în apă, acidul hexafluorosilicic ceea ce permite eliminarea acestuia din zona unde s-a format, aceasta apărând gravată în locul în care a acționat acidul fluorhidric. În funcție de experiența celui care operează experimentul se pot obține imagini foarte interesante, după curățarea sticlei de parafina în exces, imagini cu mare impact asupra elevilor care participă.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Resturile de acid fluorhidric de pe burete sau cele surse de pe sticla tratată în vederea gravării se pot colecta într-un vas cu apă peste care se adaugă o sare solubilă de calciu ($CaCl_2$). Se formează un precipitat greu solubil în apă de CaF_2 care poate fi eliminat la canal însoțit de apă din abundență.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Pregătirea băii de parafină cu care se acoperă bucata de sticlă înainte de gravare

Fig. 2 Izolarea sticlei de mediul exterior cu un strat de parafină

Fig. 3 Realizarea figurii zgâriind parafina cu șurubelnița și apoi tratarea cu acid fluorhidric a zonelor în care s-a eliminat stratul protector de parafină

Fig. 4 După corodarea sticlei, se elimină mecanic excesul de prafină, eventualele pete fiind eliminate cu ajutorul unui solvent (hexan)

Fig. 5 Curățarea mecanică a zonei corodate

Fig. 6 Rezultatul gravării sticlei cu acid fluorhidric

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.uludagsozluk.com/k/hidrojen-flor%C3%BCr/
2. http://www.askimya.com/hidroflorik_asit-836_tr_cd.html
3. http://www.yurtglass.com/content-449-cam_tarihcesi.html#.WGkMu1WLTDc

VULCANUL CHIMIC

PREZENTARE GENERALĂ

Una dintre cele mai frecvent utilizate reacții care mimează un vulcan chimic este descompunerea dicromatului de amoniu $(NH_4)_2Cr_2O_7$ o substanță cristalină, portocalie care prin aprindere generează produși de reacție voluminoși și ușori care pot fi antrenați de gazele care se degajă în cursul reacției. Reacția poate fi aplicată la studiul reacțiilor redox, la studiul tipurilor de reacții ca exemplu pentru reacțiile de descompunere, de reacție de ordinul 1 sau de reacție exotermă. Datorită schimbărilor semnificative care se pot pune în evidență în timpul reacției: de la cristale portocalii la un produs pufos de culoare verde închis această reacție este un candidat ideal pentru definirea conceptului de reacție chimică.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

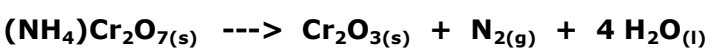
Plasați câteva grame, nu mai mult de 10 g, de dicromat de amoniu $(NH_4)_2Cr_2O_7$ într-un creuzet sau vas de evaporare din porțelan pe care-l așezați într-o nișă pe un suport termorezistent. Așezați o coală întinsă de hârtie sub vasul de porțelan pentru a putea recupera ușor produsul de reacție Aprindeți sarea portocalie cu un chibrit sau brichetă. Puteți inițiia aprinderea și turnând în centrul conului portocaliu 1mL de acetonă care se poate aprinde foarte ușor inițiind descompunerea dicromatului. [2] Pentru un efect corespunzător al reacției, plasați reactantul într-un vas cu pereți înalți, vas care se umple repede debordând apoi produsul verde generat, proces însoțit de emiterea unei jerbe abundente de scântei asigurându-se astfel un *vulcan*.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Ca orice compus de Cr(VI) dicromatului de amoniu $(NH_4)_2Cr_2O_7$ este o sare toxică, cancerigenă. Nu inspirați praful generat în cursul reacției. [3] Este preferabil ca reacția chimică să se realizeze într-o nișă.

$(NH_4)_2Cr_2O_7$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

Odată aprins dicromatul de amoniu $(NH_4)_2Cr_2O_7$ se descompune generând un volum mare de oxid de crom(III) Cr_2O_3 care se produce în

valuri și care este antrenat de azotul gazos și vaporii de apă generați de sistemul chimic. Fiind o reacție exotermă și apa care se degajă este în formă de gaz iar scânteile emise accentuează efectul de vulcan. La o discuție mai aprofundată cu elevii privind procesul chimic care se desfășoară se poate scoate în evidență faptul că dicromatul de amoniu $(NH_4)_2Cr_2O_7$ este deopotrivă și oxidant și reducător.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Deși foarte periculos, toxic și cancerigen dicromatul de amoniu $(NH_4)_2Cr_2O_7$ generează compuși fără toxicitate evidentă: Cr_2O_3, azot N_2 (un component al aerului) și abur, care este apă fiebinte $H_{2(g)}$. Recuperați oxidul de crom, Cr_2O_3 într-un flacon pentru alte experimente care se pot realiza.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Reactantul inițial dicromatul de amoniu $(NH_4)_2Cr_2O_7$

Fig. 2 Evoluția reației mimând un vulcan

Fig. 3 Produsul de reacție Cr_2O_3.

Fig. 4 Vulcanul chimic

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/res00001709/ammonium-dichromate-volcano
2. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p 78-79
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_dichromate
4. De Bassam Z. Shakhashiri; Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 81-82

GRAVAREA UNEI SUPRAFEŢE METALICE

PREZENTARE GENERALĂ

Metalele pot reacţiona cu anumite soluţii acide. Procesul de reacţie locală a unei suprafeţe metalice cu o soluţie acidă se numeşte gravare acidă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Acid clorhidric (HCl, 2M sau 4M)
- Mici plăci din zinc (în jur de 2,5 x 4,0 cm, dar nu mai mult de 1 mm grosime)
- Pensetă
- Chibrituri
- Instrument de gravare
- Perie mică
- Vas Petri
- Ceară de parafină
- Prosop de hârtie
- Bec de gaz + Trepied + Sită

Încălziţi ceara deasupra becului de gaz până când aceasta se topeşte. Luaţi o plăcuţă de zinc şi aplicaţi-i un strat de ceară ajutându-vă de o periuţă. Asiguraţi-vă că bucata de zinc este acoperită integral. Luaţi un instrument de gravare şi răzuiţi ceara din acele locuri unde doriţi ca zincul să fie gravat (de exemplu realizați un desen sau scrieți ceva). Folosindu-vă de pensetă, introduceţi bucata de zinc într-un recipient din sticlă conţinând acid clorhidric HCl 2M sau 4M. Asiguraţi-vă că plăcuţa este scufundată în întregime în soluția de acid. După 10 minute, tot cu ajutorul pensetei, scoateţi plăcuţa de zinc, spălați-o şi uscaţi-o cu un prosop de hârtie. Este momentul să îndepărtaţi ceara, când puteţi observa, în forma finală, bucata de zinc gravată.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HCl

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(l)} \dashrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(aq)}$$

CONCLUZII

Când zincul este introdus într-un recipient din sticlă ce conţine acid clorhidric, acele părţi neacoperite cu ceară reacționează local cu aidul. Metalul corodat se transformă în ioni de zinc, dizolvându-se în soluţie și lăsând loc liber în structura metalului, loc liber care după un timp este destul de adânc să arate ca fiind gravat.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Acidul clorhidric trebuie diluat cu apă pentru a fi eliminat la canal în condiţii de siguranţă. Zincul şi zincul gravat (produsul) final al experimentului pot aruncate împreună cu alte materiale solide la gunoi sau păstrate pentru alte exprimente în care este nevoie de zinc metalic.

Substanța:	**Eliminare:**
HCl	Poate fi scurs în chiuvetă, dar diluat cu apă
Zinc	Aruncat împreună cu alte materiale solide
Zinc gravat	Aruncat împreună cu alte materiale solide

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Ceara cu care se va acoperi suprafața metalică

Fig. 2 Acidul clorhidric 4M necesar pentru corodarea zonelor de pe care ceara a fost eliminată mecanic

Fig. 3 Plăcuțe de zinc folosite pentru experimentul de gravare acidă a metalelor.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Paraffin_wax
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrochloric_acid

REDUCEREA OXIDULUI DE CUPRU FOLOSIND CARBON

PREZENTARE GENERALĂ

Prin natura sa, cuprul este un metal folosit în multe scopuri, putându-se obţine în multe moduri. În cadrul acestui experiment, vom realiza reducţia oxidului de cupru folosind carbon.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Oxid de cupru (CuO)
- Carbon (C)
- Eprubetă
- 2 spatule
- Clemă pentru eprubetă
- Vas Petri
- Mortar şi pistil
- Chibrituri
- Arzător Bunsen
- Pâlnie

Cu ajutorul spatulelor, adăugaţi oxid de cupru şi carbon în mojar. Amestecaţi bine cele două substanţe folosindu-vă de pistil. Turnaţi amestecul în eprubetă cu ajutorul pâlniei pentru pulberi. Clema pentru epubetă vă va permite să ţineţi recipientul deasupra arzătorului Bunsen, până când amestecul începe să reacţioneze devenind incandescent. În cele din urmă, veţi putea observa nuanţa de roşu-brun a metalului format la suprafaţă. Turnaţi compoziţia în vasul Petri pentru a vizualiza cuprul obţinut.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

CuO

Cu

C

CO_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2\ CuO_{(s)} + C_{(s)} \longrightarrow 2\ Cu_{(s)} + CO_{2(g)}$

CONCLUZII

Oxidul de cupru poate fi redus la cupru metalic folosind carbon care, prin oxidizare, devine dioxid de carbon.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Amestecul din vasul Petri poate fi aruncat la coşul cu deşeuri organice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Instrumente necesare experimentului.

Fig. 2 Materiale

Fig. 3 Cuprul obținut prin reducerea oxidului de cupru CuO

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://spmchemistry.onlinetuition.com.my/2013/12/oxidation-and-reduction-in-terms-of.html?m=1
2. http://www.nhehs.org.uk/chemistry/_Carbon_(charcoal)_Copper_oxide.html
3. https://en.wikipedia.org/wiki/GHS_hazard_pictograms

CRACAREA PARAFINEI

PREZENTARE GENERALĂ

În acest experiment, se demonstrează cum are loc procesul de cracare a parafinei: un amestec de hidrocarburi saturate care trecute peste un catalizator aflat la (500–600°C). Cracarea are loc datorită tratamentului termic; temperatura ridicată conduce la o agitație puternică a moleculelor urmată de ruperea legăturilor chimice care generează fragmente moleculare mai mici. Acest experiment este un model al procesului industrial de cracare, proces care este important din cauza cererii crescute de combustibili.

Hidrocarburile se fierb, iar gazele de hidrocarbură sunt trecute peste un pat fierbinte de piatră ponce care acționează ca un catalizator cu o suprafață activă foarte mare. Acest catalizator furnizează hidrocarburi gazoase. Cel puțin jumătate din moleculele supuse procesului de cracare devin alchene. De exemplu, n-decan (un alcan neramificat cu 10 atomi de carbon) poate fi cracat producând pentru început n-octan și etenă (*vezi ecuația reacției*). Mai departe, octanul poate fi cracat în continuare.

Amestecul produs, format din hidrocarburi gazoase cu lanț scurt vor fi colectate și testate pentru: (I) miros, (II) inflamabilitate și (III) pentru identificarea hidrocarburilor nesaturate (cu apă de brom precum și cu soluție de permanganat de potasiu).

MATERIALS AND METHOD

Materiale necesare:

O eprubetă pentru încălzire, o pipetă, o eprubetă cu dop de cauciuc pentru transfer de gaze, o clemă cu care se va fixa eprubeta de încălzire, un tub de trecere a gazelor, vas mare cu apă, 6 eprubete cu dopuri de cauciuc, stativ și bec de gaz Bunsen.

Reactivi:

Piatră ponce (sau bucăți de ceramică neglazurată), parafină lichidă, apă de brom, permanganat de potasiu, acid sulfuric concentrat.

Procedeu: Vezi figura 1

1. Puneți aproximativ 2 cm de vată minerală la baza eprubetei de încălzire. Picurați pe vata minerală aproximativ 2-4 cm^3 parafină lichidă utilizând o pipetă. Utilizați suficientă parafină pentru a îmbiba vata minerală complet.

2. Prindeți cu o clemă eprubeta în partea de sus, astfel încât să o puteți înclina ușor după cum arată figura 1. Puneți catalizatorul (bucăți de ceramică sau piatră Ponce) în mijlocul eprubetei și conectați tubul de colectare a gazelor prin intermediul dopului de cauciuc care-l conține.

3. Umpleți 2/3 vasul cu apă și poziționați tubul de colectare a gazelor, care vine de la eprubeta unde are loc cracarea, în apă.

4. Umpleți o eprubetă cu apă și închizând cu degetul gura eprubetei poziționați-o în vasul cu apă exact deasupra tubului de colectare a gazelor.

5. Aprindeți becul de gaz și încălziți timp de câteva minute catalizatorul de la mijlocul eprubetei din stativ până când sticla devine incandescentă. Evitați încălzirea eprubetei în aproierea dopului.

6. În timp ce păstrați catalizatorul fierbinte, mișcați flacăra din când în când pentru câteva secunde pentru a vaporiza o parte din parafina lichidă. Incercați să produceți un flux constant de bule. Atenție! Să nu încălziti prea tare parafina lichidă și nu lăsați catalizatorul să se răcească. In timpul colectării gazului, pentru a evita aspirarea apei în eprubetă mențineți flacăra de încăzire a eprubetei. În cazul în care observați o tendință de re-aspirare a lichidului ridicați întreaga instalație cu ajutorul suportului de prindere sau scoateți tubul din apă.

7. După ce ați obținut un flux stabil de bule, umpleți cu gaz 6 eprubete ținându-le deasupra sursei de bule (vezi pasul 4). Aveți grijă să nu ridicați eprubetele umplute cu apă din vasul cu apă pentru a se evita contactul cu aerul. Sigilați eprubetele, încă cu gura în apă, cu dopuri de cauciuc și puneți-le pe într-un stativ.

8. După ce ați terminat colectarea gazelor, îndepărtați tubul de aducțiune a gazelor din apă. Numai după aceea opriți încălzirea.

9. Apoi veți analiza eprubetele după cum urmează:

- Vom elimina primele două eprubete deoarece acestea conțin aer.
- Vom lua a treia eprubetă pentru a testa mirosul. Simțiți un miros tipic de hidrocarburi ușoare? Similar cu gazul folosit în excursii sau GPL???
- A patra eprubetă va fi folosită pentru a testa inflamabiltitatea gazului. Odată aprins gazul, înclinați eprupeta pentru a permite gazului mai greu decât aerul să iasă și să ardă.
- În a cincea eprubetă adăugați 2-3 picături de apă de brom, închideți-o bine și scuturați-o. Decolorarea apei de brom va arăta prezența alchenelor și implicit a legăturilor ~C=C~ .
- În a șasea eprubetă vom adăuga 2–3 picături de soluție acidifiată de permanganat de potasiu $KMnO_4/H^+$. Închidem eprubeta și o agităm bine. Și în acest caz, legăturile nesaturate vor determina decolorarea soluției de permanganat de potasiu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

C_8H_{18}

Br_2

$C_{10}H_{22}$

H_2SO_4

$KMnO_4$

C_2H_4

Protecția ochilor: utilizați ochelari de protecție.

În timpul experimenteleor trebuie să utilizati un ecran de protecție atât pentru elevi, cât și pentru profesor, în cazul în care ar apărea fenomene neașteptate de reaspirație a apei și spargerea eprubetei în care are loc cracarea.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$C_{10}H_{22(g)} \text{ ---> } C_8H_{18(g)} + C_2H_{4(g)}$$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Eliminați toate reziduurile lichide în chiuvetă și spălați din abundență cu apă de robinet. Aruncați toate reziduurile solide într-un coș de gunoi obișnuit.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

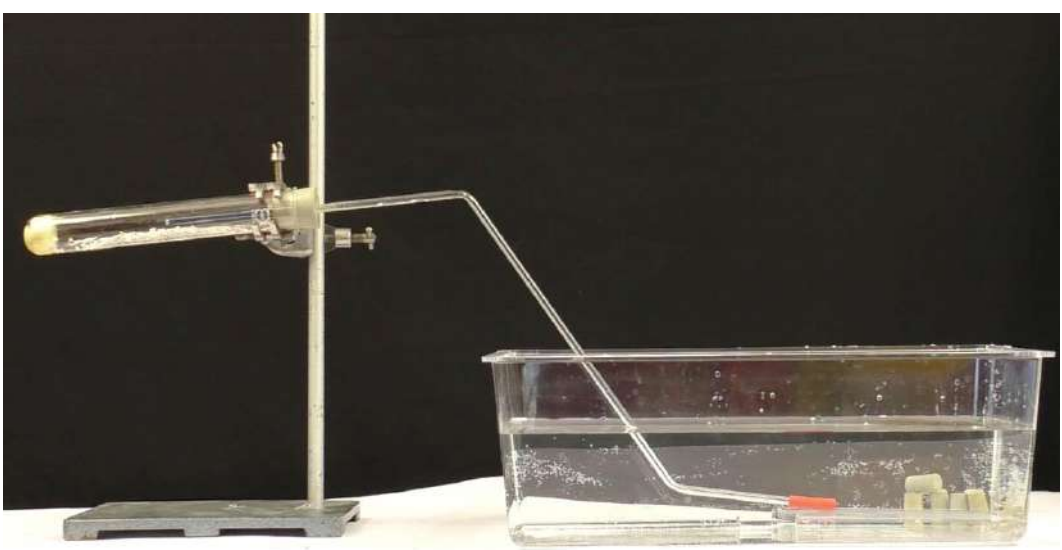


Fig.1 Pregătiri pentru cracarea parafinei

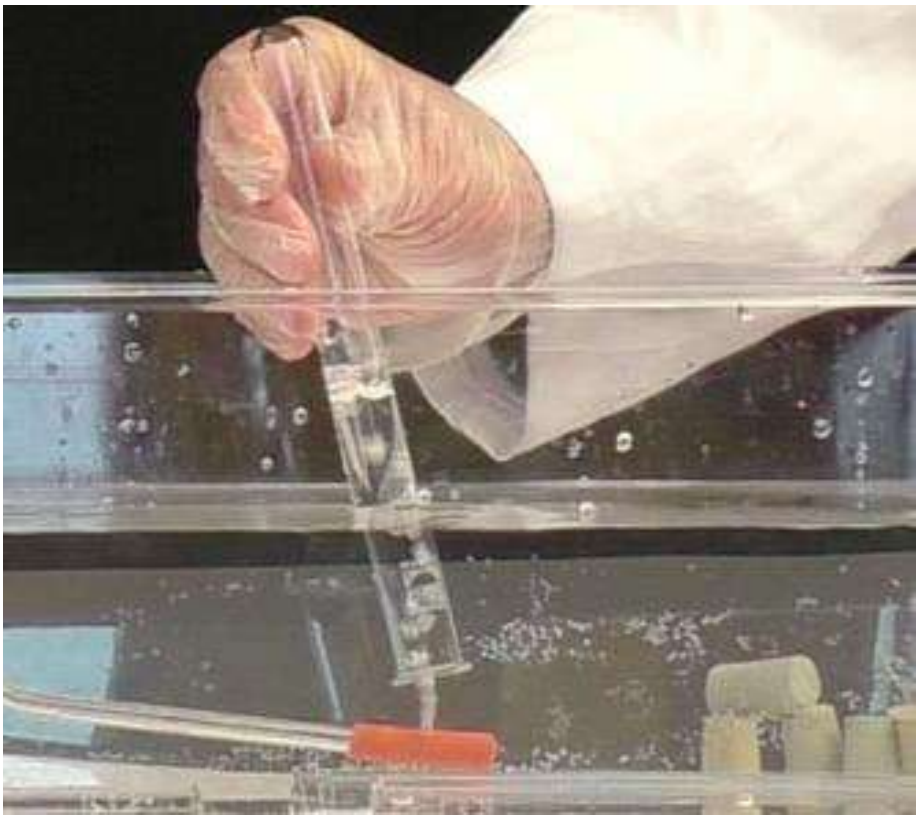


Fig.2 Colectarea gazelor

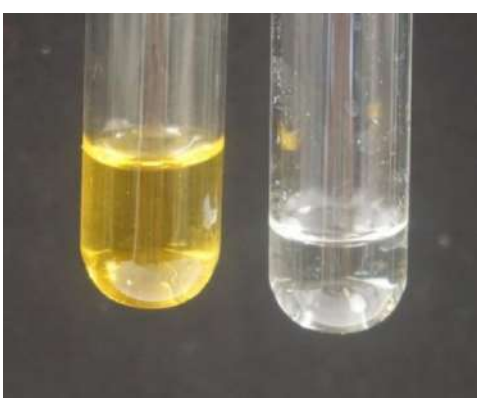


Fig. 3 Eprubeta cu apă de brom decolorată sub influența alchenelor

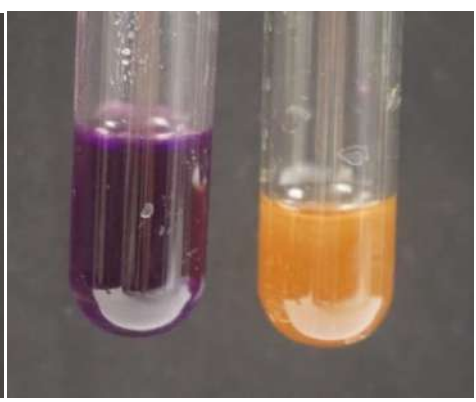


Fig. 4 Testul cu permanganat de potasiu

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.bsquaredfutures.com/pluginfile.php/272/mod_imscp/content/1/lo_3-1-scorm/lo_3-1-scorm/page2.html

EXPLOZIA GAZELOR NATURALE ÎNTR-O CONSERVĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Gazele naturale reprezintă un combustibil utilizat pe scară largă. În scopuri casnice, acesta este utilizat atât pentru încălzirea locuințelor cât și pentru gătit. Printre aplicațiile sale tehnice amintim funcționarea motoarelor și a turbinelor.

Compoziția gazelor naturale depinde zona geografică în care se află. Însă întotdeauna, componenta principală este CH_4 , adică metanul.

Gazele naturale sunt deseori arse în prezența oxigenului pentru a genera căldură (*vezi ecuația reacției*). Procesul de combustie începe atunci când există suficient oxigen, prezentând o flacără albastră care indică o ardere completă.

Acest experiment va arăta că procesul de combustie nu are loc întodeauna într-un mod controlat. Când ajunge o anumită cantitate de gaze în aer, reacția pare să se oprească, apoi, în mod cu totul neașteptat, amestecul explodează.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale necesare:

Cutie goală de vopsea cu capac ;
trepied;
furtun de cauciuc;
chibrituri.

Substanțe chimice

Gaz natural.

Mod de lucru

Pentru început vom da două găuri în cutie, una în capac și una pe fundul acesteia. Cu ajutorul unui furtun de cauciuc se umple cutia cu gaz prin gaura de la bază. După umplere, se pune cutia pe trepied; gaura de la baza cutiei trebuie să rămână neobturată. Apoi vom aprinde gazul care iese prin gaura din capac. Gazul va arde până este epuizat. În același timp, aerul va intra în cutie prin gaura de la baza acesteia. Flacăra va deveni din ce în ce mai mică până când nu mai există nici un semn de reacție, apoi …se atinge limita de explozie la nivelul capacului care sare în aer cu o BUBUITURA puternică !!!

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

CH_4

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$CH_4(g) + 2O_2(g) \dashrightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$

CONCLUZII

Amestecul gazelor naturale cu aerul este restricționat la anumite limite. Când cantitatea de aer este prea mică, flacăra gălbuie indică o ardere incompletă. Însă atunci când există prea mult aer raportat la cantitatea de gaz, amestecul explodează.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Nu există deșeuri.

PHOTO

Fig 1. Momentul exploziei**.**

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Flammability_limit

SINTEZA ŞI ARDEREA ETINEI (ACETILENEI)

PREZENTARE GENERALĂ

Acest experiment prezintă sinteza etinei (acetilenei) din carbura de calciu CaC_2 şi apă, urmată de reacţia de combustie a etinei rezultate. Pentru uz industrial, etina se obţine în urma unei pirolize la temperatură înaltă a uleiului mineral sau a gazului petrolier. Lămpile de acetilenă, ce folosesc reacţia carburii de calciu cu apa, au fost frecvent folosite în minerit. Acum se folosesc pentru realizarea iluminatului în peşteri, pentru echipe de speologi deoarece consumul de oxigen al reacției este scăzut. [2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Introduceţi puţină carbură de calciu într-o cutie metalică, căreia i-aţi făcut un mic orificiu la bază, apoi închideţi-l cu un capac. Injectaţi câţiva mL de apă prin orificiu. Carbura de calciu va reacționa cu apa și se va forma etina. După câteva secunde, ţineţi flacăra unei brichete în dreptul orificiului şi veţi sesiza arderea explozivă a etinei în recipient.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Etina este foarte inflamabilă şi, în cazul amestecării cu aerul, devine explozivă. Carbura de calciu este puternic inflamabilă şi corozivă; provoacă iritaţii ale pielii şi leziuni ale ochilor. Hidroxidul de calciu este foarte coroziv, dăunător pielii. Trebuie să aveţi la dispoziţie un extinctor. De asemenea, este necesară purtarea mănuşilor şi ochelarilor de protecţie.

C_2H_2

CaC_2

$Ca(OH)_2$

O_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$CaC_{2(s)} + 2\ H_2O_{(l)} \dashrightarrow C_2H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(aq)}$$

$$2\ C_2H_{2(g)} + 5\ O_{2(g)} \dashrightarrow 4\ CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$$

CONCLUZII

Ambele reacţii sunt exoterme, ceea ce înseamnă că se eliberează multă energie sub formă de căldură şi lumină. Avantajul folosirii lămpii de carbură de calciu este că aceasta funcţionează şi în condiţii de umiditate ridicată. Soluţia de $Ca(OH)_2$ ce s-a format are un pH înalt.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Suspensia de $Ca(OH)_2$ formată când carbura de calciu reacționează cu apa poate fi diluată cu apă şi scursă la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Explozia etinei cu aruncarea capacului cutiei în care a fost acumulată

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.youtube.com/watch?v=KGfE-geH5qo(12.01.17)
2. http://en.wikipedia.org/wiki/Acetylene

EXPLOZIA ACETILENEI (2)

PREZENTARE GENERALĂ

Acest experiment înfăţişează explozia etinei, folosind anumiţi compuşi chimici şi obişnuite de uz casnic, explozie în urma căreia se eliberează o mare cantitate de energie.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Chibrituri/ brichetă
- Detergent de vase
- Apă distilată
- Carbură de calciu
- Conservă, flacon de 0.5 L
- Spatulă+ lingură
- Minge de tenis
- Bandă (opţional)
- Foarfece

Începeţi prin a face o mică gaură pe o parte a conservei de 0,5 l, aproximativ la 1 cm deasupra bazei. Adăugaţi 1 gram de carbură de calciu în recipient şi închideţi-l fixând o minge de tenis. Asiguraţi-vă că recipientul este închis ermetic printr-o apăsare fermă a mingii. Este momentul să introduceţi 3 mL de detergent de vase prin gaura din lateral, apoi aproximativ 11 mL de apă distilată. Aprindeţi apoi un chibrit sau o brichetă în dreptul găurii din lateral făcută în conservă. Păstraţi o distanţă de siguranţă. Observați că acetilena explodează aruncând la mare depărtare mingea de tenis care a închis conserva.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

C_2H_2

CaC_2

$Ca(OH)_2$

O_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$CaC_{2\,(s)} + 2H_2O_{\,(l)} \dashrightarrow C_2H_{2\,(g)} + Ca(OH)_{2\,(s)}$

$C_2H_{2\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \dashrightarrow H_2O_{\,(l)} + 2CO_{2\,(g)}$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Substanţa rămasă în recipient trebuie amestecată cu apă caldă şi scursă în chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Imagine de ansamblu

Fig. 2 Adăugarea detergentului de vase

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://carbidbus.nl/
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_carbide
3. BINAS HAVO/VWO, informationbookhavo/vwo for the education in natural sciences, version 6, 2013
4. https://en.wikipedia.org/wiki/Carbide

BROMURAREA FOTOCHIMICĂ, RADICALICĂ, A HEXANULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Acest experiment prezintă reacţia de substituţie radicală a bromului cu hexanul. Reacţiile radicale sunt adesea induse de lumină, fotonii de energie înaltă fiind necesari pentru a diviza legătura Br-Br şi a înlocui legătura C-H cu legătura C-Br. Bromul elementar este lichid, în condiţii standard. În natură, bromul nu apare în stare de element chimic, ci numai sub formă de compuşi. Compuşii cei mai importanţi sunt bromurile. Hexanul (n-hexan) este un alcan; este un lichid incolor, inflamabil, având formula chimică C_6H_{14}. [1,2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Introduceţi aproximativ 100 de mL de n-hexan într-un flacon Erlenmeyer, poziţionaţi-l într-o nișă, apoi adăugaţi câteva picături de brom. Observați că se produce o colorare distinctă roșcată. Aşezaţi flaconul Erlenmeyer pe un proiector şi veţi putea sesiza schibările de culoare care apar când lumina este stinsă, respectiv reaprinsă. Pentru a măsura valoarea pH-ului, folosiţi o hârtie indicatoare de turnesol umezită.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Experimentul presupune multă precauţie, n-hexanul este foarte inflamabil, dăunător sănătăţii, nu trebuie eliminat în mediul înconjurător. Bromul este coroziv, foarte toxic şi dăunător sănătăţii, nici acesta nu trebuie eliminat în mediul înconjurător. Atenţie când manipulaţi bromul. Soluţia de hidroxid de sodiu este corozivă. Purtaţi mănuşi şi ochelari de protecţie, lucraţi întotdeauna într-o nișă cu ventilație bună.

C_6H_{14}

NaOH

Br_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$C_6H_{14(l)} + Br_{2(l)} \text{ ---> } C_6H_{13}Br_{(l)} + HBr_{(g)}$$

CONCLUZII

După adăugarea bromului la hexan nu este vizibilă nicio schimbare când lumina este stinsă. În cazul iluminării, se observă o decolorare graduală

a soluţiei roşiatice, variind de la portocaliu la galben până la aproape incolor. Aceasta arată că bromul începe să se consume, concentrația acestuia scade soluția decolorându-se gradual. Derivații bromurați formați nu sunt colorați. La îndepărtarea dopului se ridică un fum alb de acid bromhidric care se poate pune în evidență cu ajutorul hârtiei-indicator de turnesol umezită care devine roșie.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluţiilor reziduale li se adaugă tiosulfat de sodiu saturat pentru a îndepărta excesul de brom. Neutralizaţi apoi cu hidroxid de sodiu şi soluţia poate fi eliminată în recipientul destinat colectării deșeurilor organice halogenate.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Bromurarea fotochimică după un mecanism radicalic a hexanului

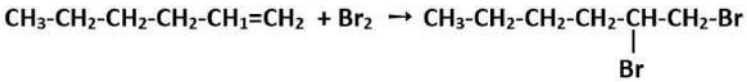
REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.u-helmich.de/che/Q1/03-oc/mechanismen/SR/SR-EF.html (31.01.17)
2. http://www.chids.de/dachs/praktikumsprotokolle/PP0077Bromierung_von_Hexan.pdf

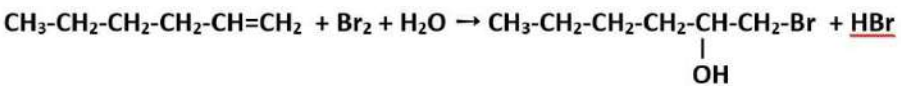
BROMURAREA ALCHENELOR

PREZENTARE GENERALĂ

Apa de brom se decolorează dacă interacționează cu o alchenă (de exemplu 1-hexena). Apa de brom se decolorează datorită adiției bromului la legătura dublă ~C=C~ - rezultând 1,2-dibromohexan care este incolor:



În cazul în care utilizăm un solvent care poate acționa ca un nucleofil cum ar fi apa sau un alcool, ionul intermediar de haloniu poate fi "prins" de solvent, rezultând halohidrine în cazul în care solventul este apa. Molecula de apă atacă atomul de carbon cel mai substituit pentru că acest atom este cel mai capabil să stabilizeze (indirect) sarcina pozitivă:



Acum, avem produsul 1-bromo-hexanol-2. Este foarte probabil ca cele două reacții să concureze.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale și Reactivi Necesari:

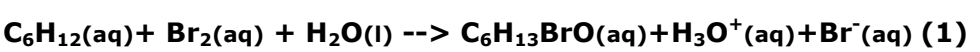
Mănuși, ochelari de protecție, sorț, eprubete, apă de brom, 1-hexan (sau orice altă alchenă), bromură de potasiu KBr, acid sulfuric H_2SO_4, apă oxigenată H_2O_2.

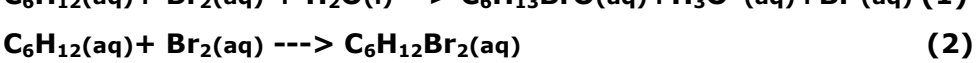
Mod de lucru:

Obținerea apei de brom: puneți într-o eprubetă 0,1 grame de sare de bromură (de potasiu KBr) în 5-10 mL soluție 35% H_2O_2, și acidificați amestecul cu acid sulfuric concentrat. Puneți un dop pe eprubetă și agitați până se dizolvă întreaga cantitate de bromură.

Turnați 1 mL de 1-hexenă într-o eprubetă curată. Adăugați 10-15 picături de apă de brom, scuturați eprubeta și observați rezultatul. Culoarea brun-roșcată a apei de brom va dispărea.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE





FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Br_2

KBr

H_2SO_4

C_6H_{12}

H_2O_2

$C_6H_{12}Br_2$
1,2-dibromohexane

$C_6H_{13}BrO$
1-bromo-2-hexanol

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Aruncați toate reziduurile prin turnarea lor într-un container destinat colectării deșeurilor organice halogenate.

PHOTO

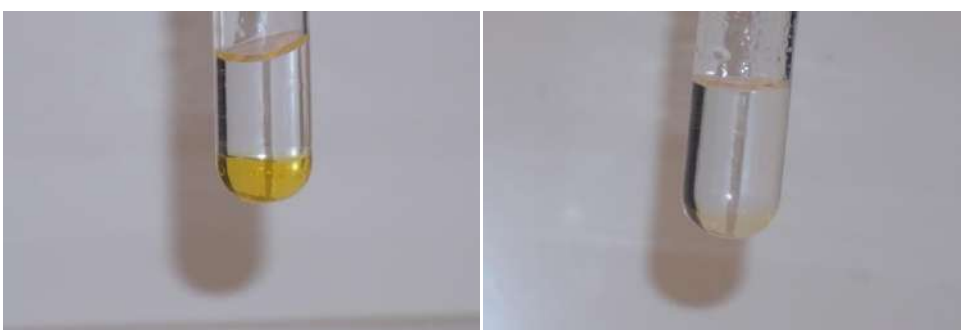


Fig 1 and 2. Decolorarea apei de brom

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www2.ucdsb.on.ca/tiss/stretton/chem2/orglab1.htm

REACȚIA DINTRE ACETILENĂ ȘI CLOR

PREZENTARE GENERALĂ

Etina (acetilena) reacționează foarte energic cu clorul, procesul fiind atât de energetic încât dacă el se realizează sub apă se pot observa mici scântei (flash) însoțind reacția de adiție. Acestea sunt datorate efectului puternic exoterm care însoțește aceste reacții. Pentru a se pune în evidență energeticitatea procesului se propune o procedură experimentală la scară micro, în cadrul căreia se sintetizează în două seringi cele două gaze, care apoi sunt aduse în contact într-un pahar cu apă. Reacția trebuie desfășurată cu atenție datorită faptului că în timpul acesteia se produce 1,2-diclor etenă și 1,1,2,2-tetraclor etan care sunt reactivi periculoși. [1, 2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pregătiți două dispozitive de generat gaze realizate, fiecare, dintr-o eprubetă largă prevăzută cu un dop cu două tuburi, conectate la o seringă de 2 mL și una de 30 mL. Pistonul seringii de 30 mL trebuie uns în prealabil pentru a aluneca ușor întrucât în aceasta se vor colecta gaze generate în eprubetă.

Adăugați într-una din eprubete permanganat de potasiu solid ($KMnO_4$) la care conectați o seringă de 2 mL umplută cu acid clorhidric concentrat (HCl). Adăugând în picături, acidul din seringă în eprubetă, se generează clor gazos care este colectat cu seringa de 30 mL.

Așezați în eprubeta a doua câteva bucăți de carbură de calciu (carbid), închideți eprubeta cu un dop asemănător primei eprubete și adăugați, din seringa de 2 mL, apă în picături. Gazul generat (acetilena) se colectează în seringa de 30 mL atașată de celălat tub al seringii.

Pentru a se asigura eliminarea completă a aerului din cele două seringi, eliminați primul volum de gaz colectat în cele două eprubete și reumpleți seringile. **Atenție!** Clorul recoltat de la prima eprubetă este foarte toxic. Realizați experimentul într-o nișă foarte bine ventilată.

Odată umplute cele două seringi, cu clor respectiv cu acetilenă, atașați la ele acele cu care au fost livrate. Umpleți un flacon Erlenmeyer de 100 mL cu apă, imersați cele două ace astfel încat vârfurile lor să fie în contact sub apă și apăsați încet, simultan, pistoanele pentru a face cele două gaze să ajungă în contact unul cu celălalt. Observați că cele două gaze reacționează, procesul este foarte puternic exoterm punându-se în evidență scântei la locul reacției.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Carbura de calciu (carbidul) generează acetilenă care este un gaz inflamabil, exploziv în amestec cu aerul. Purtați mănuși și ochelari de protecție când manipulați carbidul întrucât este iritant pentru piele, ochi și mucoasa respiratorie iar în reacție cu apa eprubeta se înfierbântă.

Acidul clorhidric concentrat este foarte coroziv, produce arsuri grave dacă ajunge pe piele sau în ochi.

Permanganatul de potasiu solid este puternic oxidant putând genera incendii dacă ajunge în contact cu anumite substanțe organice. Este toxic dacă este înghițit, provoacă arsuri ale pielii și ochilor și este foarte toxic pentru mediul acvatic, cu efecte de lungă durată.

Clorul pe lângă toxicitatea sa ridicată, care determină embolii pulmonare, este un agent oxidant puternic putând, și el, cauza incendii sau întreține incendiile cauzate de alți factori.

Etina este inflamabilă și poate cauza explozii în reacție cu ați compuși, chiar și în absența aerului.

CaC_2

$KMnO_4$

C_2H_2

HCl conc.

Cl_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$CaC_{2\,(s)} + 2\,H_2O_{\,(l)} \dashrightarrow Ca(OH)_{2\,(s)} + C_2H_{2\,(g)}$$

$$2KMnO_{4(s)} + 16HCl_{(l)} \dashrightarrow 5\,Cl_{2(g)} + 2\,KCl_{(s)} + 2\,MnCl_{2(s)} + 8\,H_2O_{(l)}$$

$$C_2H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \dashrightarrow 2\,C_{\,(s)} + 2\,HCl_{\,(aq)}$$

$$C_2H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \dashrightarrow C_2H_2Cl_{2\,(g)} + C_2H_2Cl_{4\,(g)}$$

CONCLUZII

Experimentul ilustrează reacția puternic exotermă dintre acetilenă și clor cu formarea 1,2-diclor etenei și 1,1,2,2-teraclor etanului. Cu toate că se realizează în apă, care are capacitate calorică mare, deci preia căldura cu mare eficiență, în cursul reacției se pun în evidență mici scântei sau fulgere, rezutate de la căldura care se degajă în reacția de adiție.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Carbura de calciu se poate recupera pentru alte experimente. Soluția apoasă în care s-au format compuși halogenați trebuie decantată iar

reziduul de pe fund trebuie eliminat în containere destinate colectării solvenților halogenați. Resturile de la sinteza clorului se elimină în containere destinare colectării reziduurilor de metale putin toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

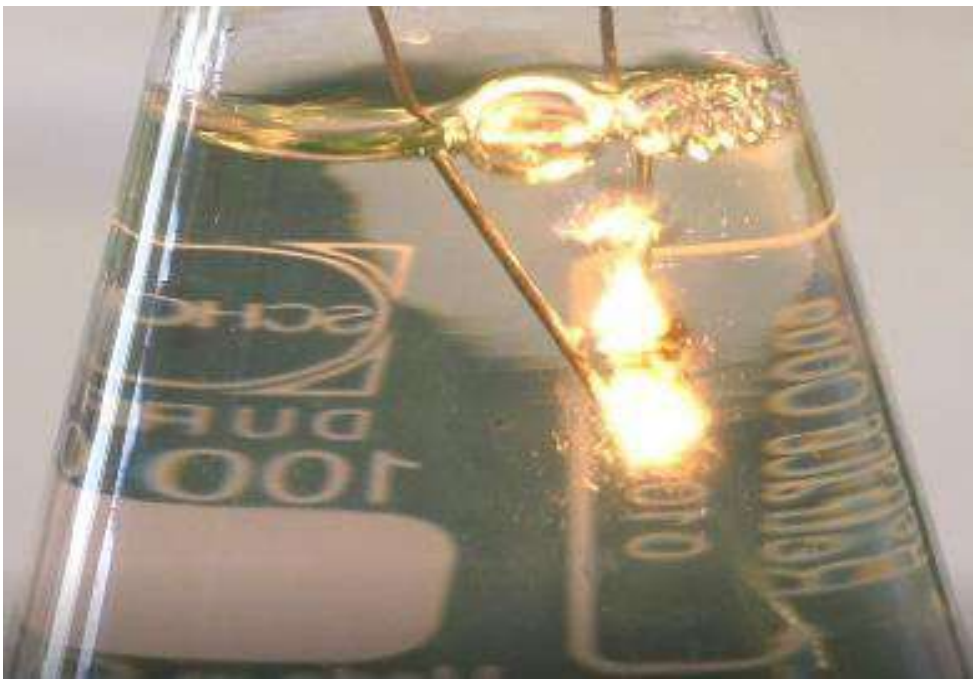


Fig. 1 Scântei sub apă la locul reacției dintre etină și clor

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://158.64.21.3/chemistry/STS/phiwag/Ethin_chlor.pdf, 11.12.16
2. http://www.chids.de/dachs/praktikumsprotokolle/PP0115Blitze_unter_Wasser.pdf, 19.12.16

SINTEZA ACETILURII DE ARGINT

PREZENTARE GENERALĂ

Acetilurile metalelor tranziționale sunt compuși ionici ai acetilenei, insolubili în apă, putând fi astfel sintetizate în soluții apoase unde se formează sub formă de precipitate. Alchinele au o mare tendință de sinteză a acetilurilor de acest fel, proprietatea fiind folosită pentru identificarea alchinelor marginale într-un amestec de gaze. Procedeul este simplu: se barbotează amestecul de gaze de analizat prin soluția unui complex de metal tranzițional (de exemplu reactiv Tollens hidroxid de diamminoargint(I)) și dacă se formează un precipitat de acetilură de argint este evident că amestecul de gaze conținea o alchină marginală.

Capacitatea acetilenei (și a acetilurilor marginale) de a precipita sub formă de acetilură de argint a fost folosită în trecut pentru izolarea resturilor de argint din soluțiile reziduale. Deși procesul este relativ simplu se impune o atenție sporită la manevrarea acetilurii de argint uscate, întrucât aceasta este foarte instabilă și se descopune prin explozie la lovire sau presiune. [1] Următoarea procedură se referă la sinteza și analiza proprietăților acetilurii de argint.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

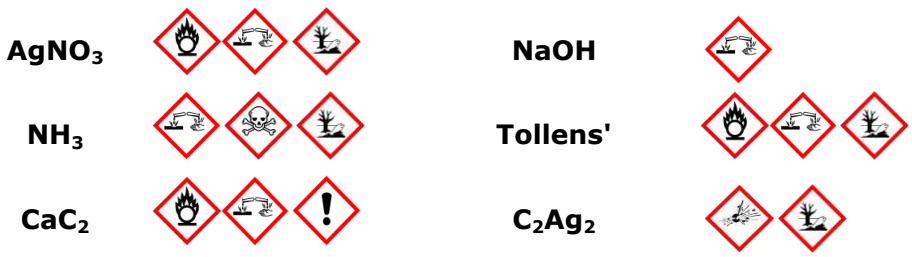
Prepararea Reactivului Tollens Hidroxidul de diamminoargint(I) $[Ag(NH_3)_2]OH$ se prepară în doi pași: 20 mL $AgNO_3$ 0.3M se tratează cu câteva picături de hidroxid de sodiu NaOH 3-4M. Precipitatul abundent gri-brun de oxid de argint format se reia cu o soluție concentrată de amoniac 25%, în porțiuni mici, până când amestecul de reacție devine limpede prin dizolvarea completă a precipitatului. Aceasta este Reactivul Tollens! Acesta trebuie folosit cât este proaspăt întrucât nu se poate păstra în timp. [2] Există proceduri care sar peste etapa de alcalinizare cu NaOH adăugând la azotat de argint amoniac concentrat (care de fapt conține și NH_4OH ce precipită oxidul de argint).

Prepararea acetilenei Acetilena se generează prin reacția carburii de calciu (CaC_2 sau carbid) cu apa. Pentru aceasta se folosește un flacon Erlenmeyer de 250 mL în care se găsesc 3 g de acetilură de argint (câteva bucăți de mărimea unei alune de pământ) la care se adaugă 30-50 mL de apă. Înfundați flaconul cu un dop de cauciuc găurit prin care ați trecut un tub de sticlă în formă de U.

Reacția de obținere a acetilurii de argint demonstrează caracterul ușor acid al acetilenei (respectiv al acetilurilor marginale) și tendința acestora de a forma acetiluri ionice cu complecșii metalelor tranziționale. Introduceți capătul liber al tubului în soluția Tollens, astfel încât acetilena generată să barboteze în soluția de complex și observați

ce se întâmplă. Încercați să precipitați întreaga cantitate de argint din soluție prin adăugare, dacă este necesar, de noi cantități de carbură de calciu. Odată terminat procesul de precipitare, filtrați suspensia și lasați solidul să se usuce într-un loc întunecat. **Odată uscată manevrați cu atenție întrucât acetilura de argint este instabilă.**

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [3]



ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2\,AgNO_{3\,(aq)} + 2\,NaOH_{(aq)} \longrightarrow Ag_2O_{(s)} + 2\,H_2O + 2\,NaNO_{3\,(aq)}$$

$$Ag_2O_{(s)} + H_2O + 4\,NH_{3\,(aq)} \longrightarrow 2\,[Ag(NH_3)_2]OH_{(aq)}\ \text{Tollens}$$

$$CaC_{2\,(s)} + 2\,H_2O \longrightarrow HC{\equiv}CH_{(g)} + Ca(OH)_{2\,(s)}$$

$$2\,[Ag(NH_3)_2]OH_{(aq)} + HC{\equiv}CH_{(g)} \longrightarrow AgC{\equiv}CAg_{(s)} + 4\,NH_{3\,(aq)} + 2\,H_2O$$

CONCLUZII

Carbura de calciu reacționează cu apa și generează acetilenă. Aceasta, barbotându-se în soluția de Reactiv Tollens, substituie hidrogenul cu ioni de argint Ag^+ generând acetilură de argint care este insolubilă în apă formând un precipitat de culoare gri deschis. Datorită faptului că este un compus de argint precipitatul trebuie ferit de lumină pentru a împiedica descompunerea acestuia. Dacă prelevați o probă de acetilură de argint uscată (nu mai mult de 0,3 g), pe o hârtie de filtru plasată pe un suport termorezistent și apropiați de compus o flacără aprinsă (flacără prinsă la capătul unui băț lung de 1 m) veți auzi o explozie puternică asociată descompunerii instantanee a acetilurii de argint.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile de argint sunt foarte toxice pentru mediul acvatic. Argintul distruge microorganismele care acționează în stațiile de epurare ale apelor uzate. Din această cauză nu aruncați soluțiile de argint la canal. Adăugați HCl soluțiilor reziduale de Ag, cand se formează un precipitat de AgCl, foarte puțin solubil în apă, care se poate filtra și păstra în

containere destinate sărurilor reziduale de Ag. Suspensia de hidroxid de calciu care a rezultat în urma procesului de sintează a acetilenei poate fi eliminată la canal. Nu păstrați acetilura de argint întrucât este foarte instabilă și se poate descompune spontan prin explozie. Anumite proceduri fac referire la păstrarea acetilurii de argint sub apă, etanol sau acetonă, departe de orice soluție acidă ce poate descompune acetilura în etină.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Rezultatul interacției acetilenei cu Reactivul Tolens.

Fig. 2 Acetilură de argint proapspăt filtrată.

Fig. 3 Luați o cantitate mică de acetilură de argint, plasați-o într-un loc ferit și inițiați explozia acesteia cu un chibrit aprins.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.powerlabs.org/chemlabs/acetylide.htm
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Tollens%27_reagent
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results.aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=calcium carbide

SINTEZA ACETILURII DE CUPRU(I)

PREZENTARE GENERALĂ

Experimentul anterior a prezentat solubilitatea scăzută a acetilurilor metalelor tranziționale, prin prisma sintezei acetilurii de argint Ag_2C_2. În aceeași manieră se poate sintetiza și acetilura de Cu(I) prin barbotarea acetilenei într-o soluție a unui complex de Cu(I). Ca și acetilura de argint Ag_2C_2 și acetilura de cupru Cu_2C_2 trebuie manipulată cu atenție întrucât este instabilă și se descompune prin explozie când este uscată. [1] În cele ce urmează se prezintă procedura de sinteză a acetilurii de Cu(I).

Ca și experimentul anterior această lucrare de laborator este utilă când se discută sinteza și proprietățile complecșilor, respectiv proprietățile chimice ale alchinelor.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Prepararea complexului de Cu(I) Se dizolvă 1.0 g of sulfat de cupru hidratat $CuSO_4*5H_2O$ în cantitatea minimă de apă necesară. Adăugați la aceasta o soluție concentrată de amoniac, observați în primă fază obținerea unui precipitat abastru deschis apoi dizolvarea acestuia și obținerea unei soluții limpezi de culoare albastru închis $[Cu(NH_3)_4]*(SO_4)$. Diluați soluția la un volum de 50 mL și adăugați sub continuă agitare, 3,0 g de hidroclorură de hidroxil amină $NH_2OH*HCl$ solidă. Observați schimbarea culorii albastru închis, soluția după câteva minute devenind aproape incoloră. Se formează un complex de Cu(I) $[Cu(NH_3)_2]Cl$ which care va fi folosită la sinteză mai departe [2].

Prepararea acetilenei se face ca și în experimentul descris anterior: acetilena se generează prin reacția carburii de calciu (CaC_2 sau carbid) cu apa. Pentru aceasta se folosește un flacon Erlenmeyer de 250 mL în care se găsesc 3 g de acetilură de argint (câteva bucăți de mărimea unei alune de pământ) la care se adaugă 30-50 mL de apă. Înfundați flaconul cu un dop de cauciuc găurit prin care ați trecut un tub de sticlă în formă de U.

Reacția de obținere a acetilurii de cupru se realizează prin barbotarea acetilenei în soluția de complex creată anterior. Observați apariția unui precipitat foarte fin, de culoare roșu intens, de acetilură de cupru(I). Filtrați precipitatul după terminarea procesului de precipitare și uscați solidul filtrat. **Odată uscată, manevrați cu atenție întrucât acetilura de cupru(I) este instabilă.**

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu depășiți cantitățile sugerate în prezenta procedură. Cantități mari de acetilură de cupru pot produce accidente dacă este manevrată necorespunzător. Nu păstrați acetilura, eliminați resturile de acetilură de cupru în siguranță.

$CuSO_4$

NH_3

CaC_2

$NH_4OH*HCl$

C_2Cu_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$CaC_{2\,(s)} + 2H_2O \longrightarrow HC{\equiv}CH_{(g)} + Ca(OH)_{2\,(s)}$$

$$2\,[Cu(NH_3)_2]Cl_{(aq)} + HC{\equiv}CH_{(g)} \longrightarrow CuC{\equiv}CCu_{(s)} + 2\,NH_{3\,(aq)} + 2\,NH_4Cl_{(aq)}$$

CONCLUZII

Sulfatul de cupru reacționează cu soluția concentrată de amoniac generând în primă fază hidroxid de cupru apoi sulfat de tetraamminocupru(II) $[Cu(NH_3)_4]*(SO_4)$ probabil amestecat cu hidroxid de tetraaamminocupru (II) -Reactiv Schweizer- care are formula $[Cu(NH_3)_4]*(OH)_2$. Adiția de hidroclorură de hidroxil amină $NH_2OH*HCl$ solidă reduce ionii de Cu(II) la Cu(I) transformând complexul inițial în clorură de diamminocupru(I) $[Cu(NH_3)_2]Cl$. Acetilena obținută din reacția carburii de calciu (carbidului) cu apa barbotată în soluția de Cu(I) generează acetilură de cupru(I) Cu_2C_2 care fiind insolubilă în apă precipită separându-se sub forma unui produs fin de culoare roșu închis. Odată filtrată și uscată acetilura de cupru, expusă la o flacără, se descompune instantaneu, fără explozie dar generând o jerbă de scântei. Atenție!!! Folosiți un băț lung de 1 m pentru apropierea flăcării de acetilura de cupru(I) și nu folosiți o cantitate mai mare de 0,5 g acetilură.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile cuproase sunt toxice pentru mediul acvatic. De aceea aceste soluții se elimină în containere destinate colectării soluțiilor de metale cu toxicitate scăzută.

Suspensia de hidroxid de calciu care a rezultat în urma procesului de sintează a acetilenei poate fi eliminată la canal. Nu păstrați acetilura de cupru întrucât este foarte instabilă și se poate descompune spontan prin

explozie. Eliminați orice cantitate pe care nu o mai folosiți fie prin descompunere fie prin tratare cu acid clorhidric când acetilura se descompune generând acetilenă, soluția de cupru fiind apoi eliminată în modul prezentat mai sus.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Sinteza acetilurii de cupru(I)

Fig. 2 Descompunerea acetilurii de cupru(I)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.powerlabs.org/chemlabs/acetylide.htm
2. Albu C.; Petrescu O.;Cosma I.; *Chimie, Manual pentru clasa a X-a*; EDP Bucuresti, 1984, p. 54

FERMENTAȚIA ALCOOLICĂ ȘI DISTILAREA

PREZENTARE GENERALĂ

Reacțiile biochimice sunt foarte importante în orice moment din viața noastră. Ele sunt foarte utilizate pentru producerea hranei, a băuturilor și chiar a medicamentelor (de exemplu insulina se obține printr-o succesiune de reacții biochimice). În prezenta demonstrație experimentală se ilustrează modul în care reacții biochimice servesc la prepararea diferitelor băuturi alcoolice: de exemplu vinul și berea. Fermentația zahărului este un proces biochimic simplu pe care omenirea îl cunoaște din antichitate. Scopul experimentului este să ilustreze că un simplu proces de fermentație este de fapt un proces biochimic care face apel la enzime eliberate de drojdia de bere.

Practic se pune la fermentat o soluție apoasă de zahăr, folosind drojdia de bere ca agent de fermentare. Produsul care rezultă este o soluție apoasă de alcool etilic care se poate separa de apă prin distilare (o discuție lungă s-ar putea face aici privind diferitele amestecuri azeotrope de apă/alcool care se formează în cursul fenomenului de distilare). Punerea în evidență a etanolului produs și distilat se poate face foarte simplu prin aprinderea unei probe de distilat. [1]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Reactivi/materiale

Drojdie (*Saccharomyces cerevisiae*), zahăr (zaharoză), apă

Echipament chimic necesar

Container cu capac, agitator magnetic cu încălzire, 1 balon cu fund rotund de 500 mL, două baloane de 100 sau 250 mL, termometru, echipament pentru distilare (refrigerent descendent, tuburi de conectare la rețeaua de apă, alte piese de legătură cu șlif), platformă și inele de plută pentru baloane, sticlă de ceas.

Procedura experimentală

Dizolvați 80 g de zahăr (zaharoza) in 1000 mL de apă și adăugați 1,0 g de drojdie de bere. Puneți amestecul în containerul cu capac și agitați-l timp de 48 de ore. Realizați o instalație de distilare așa cum este prezentată în figura 1. Adăugați, în balonul de 500 mL, amestecul fermentat timp de două zile și încălziți amestecul cu verificarea temperaturii din zona superioară a balonului. Când temperatura arătată de temometru atinge 78°C colectați în cel de-al doilea balon (de 100 mL) distilatul. Când ați colectat aproximativ 10 mL de lichid înlocuiți balonul de la capătul refrigerentului, prelevați din primul 5 mL de alcool

în sticla de ceas și aprindeți-l cu o brichetă sau chibrit. Atenție: În funcție de puritatea probei aprinse s-ar putea să nu vedeți flacăra dar să vă ardeți dacă tineți mâna deasupra sticlei de ceas!

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Experimentul în sine nu prezintă pericole specifice manipulării substanțelor chimice. Atenție se impune când se lucrează cu produsul distilat, care conține în cea mai mare parte alcool etilic care este inflamabil.

Etanol

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$C_{12}H_{22}O_{11(aq)} \xrightarrow{\text{Invertaza}} 2\ C_6H_{12}O_{6(aq)}$$

$$C_6H_{12}O_{6(aq)} \xrightarrow{\text{Glucoz Oxidaza}} 2\ CO_{2(g)} + 2\ C_2H_5OH_{(aq)}$$

CONCLUZII

Zaharoza ($C_{12}H_{22}O_{11}$) este o dizaharidă alcătuită din glucoză și fructoză. Enzima *invertază* provenită de la drojdia de bere descompune dizaharida în componenții ei, generând zahăr invertit. Amestecul de glucoză și fructoză este supus acțiunii unui complex de enzime: *glucoz oxidaza*, transformă glucoza în etanol și dioxid de carbon iar în paralel fructoza este transformată pe căi biochimice adiacente în glucoză fiind apoi preluată de procesele de fermentație pentru transformarea acesteia în alcool.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Materialele folosite în timpul experimentului nu prezintă riscuri, ele se pot elimina la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

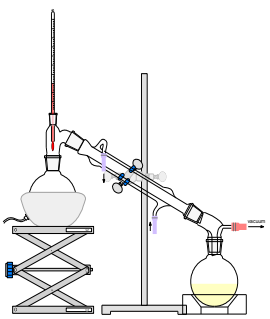


Fig. 1 Instalație de distilare

Fig. 2 Materiale utilizate: zahăr și drojdie

Fig.3 Testul de ardere al distilatului

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Ethanol_fermentation (13.01.2017)

PREPARAREA VINULUI ÎN CASĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Vinul … nu s-a scris niciodată mai mult despre un lichid consumabil ca și despre vin; savurarea vinului este sinonimă cu bucuria vieții! Vinul roșu și romantismul sunt legate indisolubil și nici o masă nu este completă fără un pahar de vin excelent …

În acest experiment vom aborda producerea vinului ca pe un mijloc de producere a alcoolului [1], la fel cum este și hidratarea etenei la scară industrială [2].

Zahărul din fructe poate fi fermentat cu drojdie pentru a produce etanol. Procesul este limitat la 12%vol deoarece la valori mai mari celulele din drojdie se dezactivează. Fermentația se face în condiții anaerobe deoarece, în caz contrar, etanolul produs poate fi oxidat mai departe producând acid acetic.

Pentru a exemplifica, vom folosi un măr, dar se poate utiliza aproape orice fruct sau amestec de fructe.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale necesare: 1 măr, 50 grame de zahăr, 250 mL apă, 250 mL suc de mere, drojdie, flacon Erlenmeyer de 1000 mL, mojar, plită de încălzire, dop, răzătoare, dispozitiv de curățat cartofii.

Mod de lucru: Decojiți mărul, curățați-l de semințe apoi dați-l prin răzătoare. În mojar, pisați 50 grame de zahăr și amestecați-l cu mărul răzuit. Apoi puneți amestecul în flaconul Erlenmeyer de 1L. Adăugați 250 mL de apă, 250 mL suc de mere și încălziți timp de 5 minute la 70°C. Lăsați amestecul să se răcească la 25°C, apoi adăugați drojdia. Închideți paharul cu un dop pentru a împiedica pătrunderea aerului. Preferabil ar fi un dop prevăzut cu un sifon de sticlă umplut cu apă pentru a permite eliminarea CO_2 formate dar împiedicarea intrării O_2 din aer. Lăsați conținutul să stea astfel timp de trei săptămâni.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

C_2H_5OH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$C_6H_{12}O_{6(aq)} \rightarrow 2\ C_2H_5OH_{(aq)} + 2\ CO_{2(g)}$

CONCLUZII

În acest experiment am produs etanol prin fermentarea glucozei dintr-un măr și din zahărul exogen adăugat. După ce am lăsat câteva săptămâni să se producă reacția, am identificat o cantitate substanțială de etanol.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Resturile de fructe se pot arunca la coșul de gunoi. Produsul fermentat se filtrează, filtratul se aruncă la canal și solidul se aruncă la coșul de gunoi.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Exposition of our initial equipment and materials.

Fig. 2 Produsul finit și **Fig. 3** vinometru, necesar estimării conținutului de alcool.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikipedia.org/wiki/ethanol_fermentation
2. http://chemguide.co.uk/organicprops/alcohols/manufacture.html

SINTEZA ESTERILOR METILICI AI ACIDULUI BORIC

PREZENTARE GENERALĂ

Un experiment spectaculos, foarte îndrăgit de elevi, care se pretează atât pentru studiul experimental al procesului de esterificare cu accent pe posibilitatea realizării esterilor cu ajutorul acizilor anorganici este expermentul de sinteză al esterilor metilici ai acidului boric. Acidul boric are capacitatea de a forma esteri metilici și etilici cu proprietăți specifice. Sinteza esterilor metilici se face cu ușurință putându-se, cu această ocazie, demonstra câteva proprietăți importante ale compușilor implicați. Aparatura necesară pentru realizarea practică a experimentului este simplă dar relevantă pentru elevii care trebuie să-și organizeze activitatea construind o simplă instalație de refluxare.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Luați un balon cu fund rotund de 250 mL și fixați-l deasupra unei plite electrice. Adăugați în balon 2,5 g acid boric (H_3BO_3), turnați peste el 30 mL metanol (alcool metilic) și 1 mL de acid sulfuric concentrat (H_2SO_4). Închideți sistemul cu un dop de cauciuc cu o singură gaură în care ați fixat o pipetă de 20 mL orientată cu vârful în sus. Această pipetă va acționa ca un refrigerent răcit cu aer permițând refluxarea amestecului de reacție și a produșilor obținuți. De asemenea rolul pipetei este de a asigura egalizarea presiunilor cu exteriorul dacă se generează prea mulți vapori în sistem. Începeți încălzirea până la o temperatură de 50-60°C. Observați sistemul și când începe să fiarbă și se degajă vapori la capătul pipetei aprindeți vaporii cu un chibrit. Observați ce se întâmplă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Manevrați cu atenție acidul sufuric concentrat deoarece poate produce arsuri chimice grave. Evitați picurarea sau stropirea hainelor cu acid sulfuric deoarece le degradează iremediabil dacă sunt din bumbac. Purtarea halatului este obligatorie. Atenție sporită trebuie și la manevrarea metanolului datorită toxicității ridicate și a dozei letale mici pe care o are. Asigurați o ventilație corespunzătoare a încăperii având în vedere că la arderea esterilor se formează o suspensie fină de compuși ai borului.

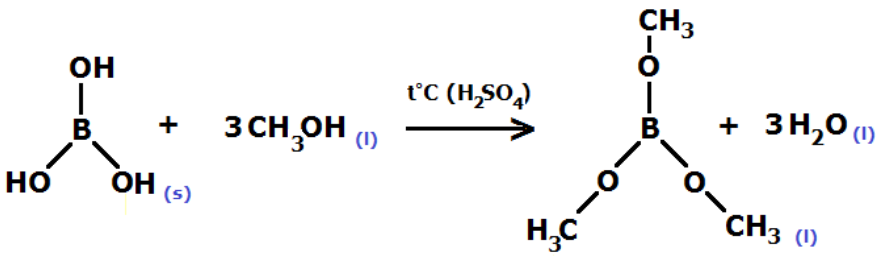
H_3BO_3

H_2SO_4

CH_3OH

$C_3H_9BO_3$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



$$2\,(CH_3)_3BO_{3(l)} + 9\,O_{2(g)} \longrightarrow B_2O_{3(s)} + 6\,CO_{2(g)} + 9\,H_2O_{(l)}$$

$$2\,CH_3OH_{(l)} + 3\,O_{2(g)} \longrightarrow 2\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(l)}$$

CONCLUZII

Acidul sulfuric catalizează procesul de esterificare dintre acidul boric și metanol, blocând în același timp apa care s-a format în reacție și deplasând echilibrul spre dreapta. Se formează esterul trimetilic al acidului boric care este volatil, formează un azeotrop cu metanolul care este în exces și se vaporizează sub influența căldurii părăsind sistemul. Odată aprins acesta arde cu o flacără specifică de culoare verde. În funcție de tipul pipetei montate în sistem (lungime, diametru), de intensitatea încălzirii și de alți factori flacăra obținută poate avea lungimi variate. [1]

Refluxarea terminată după 20-30 minute lăsați amestecul să se răcească. Scoateți o probă de câțiva mL cu o pipetă Pasteur, turnați-o într-o capsulă de evaporare și dați foc amestecului. Veți observa flăcări de culoare verde dansând deasupra capsulei asemănător unei aurore boreale. Efectul este foarte vizibil într-o încăpere întunecată. (Nu uitați să asigurați o ventilație corespunzătoare).

Adăugați 2 mL (nu mai mult!!) din lichidul de reacție într-un flacon PET de 1,5 sau 2 L. Împrăștiați lichidul pe pereții flaconului apoi aruncați un chibrit aprins în interior. Veți observa o mică explozie (un fâșâit intens) flaconul umplându-se pentru o fracțiune de secundă cu o flacără verde (vezi fig. 4) și contractându-se din cauza faptului că s-a înfierbântat în interior.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Esterul trimetilic al acidului boric este iritant și foarte inflamabil. Deoarece vaporii pot genera explozii trebuie să se evite ca esterul să ajungă în spații închise [2]. Apa cauzează descompunerea esterului. În general reacția nu se realizează cu cantități mari de reactant.

Transferați reziduul în containere pentru colectarea resturilor organice inflamabile.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

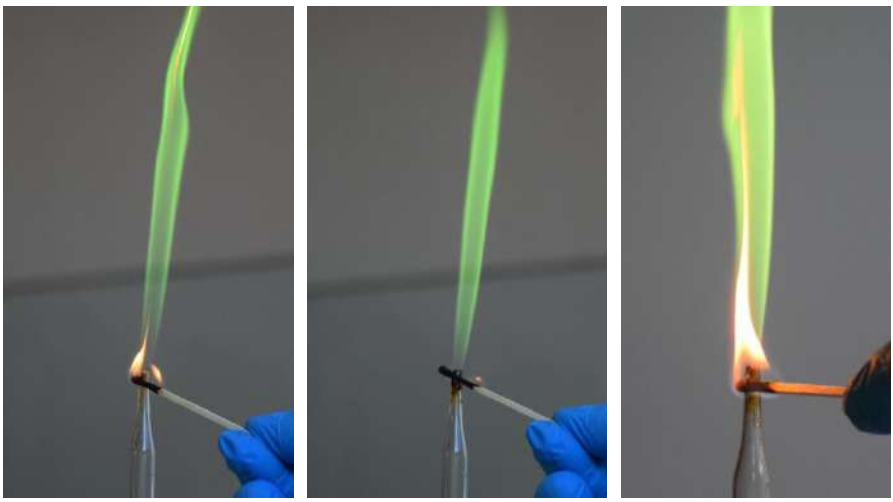


Fig. 1-3 Flacăra verde a esterului metilic al acidului boric.

Fig. 4 și 5 Doi mL de amestec final de reacție împrăștiați pe interiorul unui flacon de 2L ard instantaneu odată aprinși, uneori cu o mică explozie.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p 304-305
2. http://nj.gov/health/eoh/rtkweb/documents/fs/1930.pdf

PROPRIETĂȚILE CHIMICE ALE ACIZILOR CARBOXILICI

PREZENTARE GENERALĂ

Compușii chimici care conțin gruparea carboxil -COOH se numesc compuși carboxilici. Aceștia au formula generală $C_nH_{2n}O_2$ dacă sunt saturați, sau corespunzătoare, cu mai puțin hidrogen, pentru acizii nesaturați. Există numeroși acizi carboxilici. În funcție de structura acestora acizii carboxilici pot să prezinte proprietăți diferite. Analizând însă proprietățile chimice ale acizilor carboxilici reprezentativi ai clasei (acid formic, respectiv acid acetic) putem identifica o serie de proprietăți chimice care sunt caracteristice acestei clase de substanțe.

În continuare se vor prezenta o serie de experimente prin care se pune în evidență reactivitatea acizilor carboxilici:
- cu sărurile acizilor mai slabi decât acizii carboxilici (acidul carbonic)
- cu bazele alcaline sau alcalino-pământoase: de ex. hidroxidul de sodiu
- cu metale active: de ex. magneziu

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pregătiți patru baloane în care se găsesc: BALONUL 1: carbonat de sodiu (Na_2CO_3) 2,0 g; BALONUL 2: bicarbonat de sodiu ($NaHCO_3$) 2,0 g; BALONUL 3: hidroxid de sodiu 0,1M (NaOH) 30 mL, cu câteva picături de fenolftaleină și respectiv BALONUL 4: magneziu șpan (Mg) 2,0 g. Pentru baloanele 1, 2 și 4 pregătiți un dop de cauciuc traversat de un tub de sticlă cu un furtun atașat la capăt, furtun care va fi imersat în soluții diferite după cum urmează: balonul 1 și 2 vor avea tubul imersat în apă de var iar balonul 4 în apă.

Turnați în fiecare balon o soluție concentrată de acid formic (HCOOH 85%), acoperiți cu dopurile pregătite și observați schimbările care se produc. Colectați gazul degajat în cadrul celui de-al patrulea balon și aprindeți-l.

Repetați procedura cu aceleași baloane în care însă se toarnă o soluție concentrată de acid acestic (CH_3-COOH). Notați observațiile experimentale.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HCCOH **CH_3-COOH**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Na_2CO_{3(aq)} + 2\ HCOOH_{(aq)} \rightarrow 2\ HCOONa_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

$NaHCO_{3(aq)} + HCOOH_{(aq)} \rightarrow HCOONa_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

$NaOH_{(aq)} + HCOOH_{(aq)} \rightarrow HCOONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

$Mg_{(s)} + 2\ HCOOH_{(aq)} \rightarrow Mg(HCOO)_2 + H_{2(g)}$

$Na_2CO_{3(aq)} + 2CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow 2CH_3COONa_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

$NaHCO_{3(aq)} + CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COONa_{(aq)}\ CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

$NaOH_{(aq)} + CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow CH_3COONa_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

$Mg_{(s)} + 2\ CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow Mg(CH_3COO)_2 + H_{2(g)}$

CONCLUZII

Observați că în primul caz și în al doilea caz, acizii formic și acetic reacționează intens cu carbonatul de sodiu respectiv cu bicarbonatul de sodiu generând un gaz, care barbotat prin apa de var o tulbură punând astfel în evidență degajarea dioxidului de carbon. Aceste observații experimentale demonstrează caracterul acid mai intens al acizilor formic și acetic dacât al acidului carbonic.

Cel de-al treilea experiment pune în evidență reacția de neutralizare la care participă acizii formic și acetic, cu hidroxidul de sodiu, observabilă prin decolorarea fenolftaleinei când acidul adăugat neutralizează întreaga cantitate de bază aflată în balon.

Experimentul 4 pune în evidență degajarea unui gaz, vizibilă și în balon și prin barbotarea agazului prin tub într-un pahar Berzelius cu apă. Gazul degajat este hidrogen, ceea ce ilustrează aciditatea destul de ridicată a acizilor formic și acetic capabili să scoată hidrogenul din apă. Colectat într-o eprubetă, hidrogenul se poate aprinde arzând cu pocnitură caracteristică.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sărurile de sodiu și magenziu ale acizilor carboxilici folosiți nu prezită pericol pentru mediu, astfel soluțiile reziduale se pot elimina la canal, la finalul experimentului.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Degajare de CO_2 la reacția unui acid carboxilic cu carbonatul de sodiu Na_2CO_3.

Fig. 2 Degajare de CO_2 la reacția acizilor carboxilici cu bicarbonatul de sodiu $NaHCO_3$.

Fig. 3 La reacția acizilor carboxilici cu hidroxidul de sodiu NaOH nu se degajă niciun gaz însă se pune în evidență decolorarea fenolftaleinei.

Fig. 4 Magenziul în reacție cu acizii carboxilici inferiori generează hidrogen care se pote colecta într-o eprubetă și aprinde.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://hbogm.meb.gov.tr/modulerprogramlar/kursprogramlari/kimya/moduller/organikmaddeler1.pdf
2. http://www.bilgicik.com/yazi/karboksilli-asitlerin-tepkimeleri/

DESHIDRATAREA ZAHAROZEI CU H_2SO_4

PREZENTARE GENERALĂ

Acidul sulfuric concentrat este un reactiv obișnuit în laboratoarele de chimie. Se impun măsuri de precauție când se utilizează acest reactiv deoarece poate provoca arsuri chimice pe piele iar dacă ajunge pe țesături din bumbac le găurește. Aceasta se datorează marii afinități pe care o are acest acid față de apă, astfel manifestându-și acțiunea desicantă pe substraturi organice.

Zaharidele reprezintă o clasă de substanțe care se predau la ciclul liceal, la orele de chimie. Ele sunt descrise ca fiind compuși corbonilici polihidroxilici, deci compuși alcătuiți din carbon (C), hidrogen (H) și oxigen(O) în care raportul H:O este 2:1. Din cauza aceasta zaharidele sunt deseori menționate ca fiind *carbohidrați*. analizând însă structura diferitelor monozaharide (ale glucozei sau fructozei) e evident că numele de carbohidrat este eronat prin faptul că sugerează o combinație chimică a carbonului cu apa, ceea ce evident este fals. [1]

Cu toate acestea experimentul prezentat în continuare demonstrează puternicele proprietăți desicante ale acidului sulfuric, ce este capabil să scoată apa inclusiv din zaharide. Demonstrația experimentală se pretează atât la orele la care se predă structura zaharidelor cât și în momentul în care se descrie în clasă acidul sulfuric și proprietățile acestuia.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cântăriți într-un pahar Berzelius, formă înaltă, 70 g zahăr pudră (zaharoză $C_{12}H_{22}O_{11}$). Măsurați 70 mL acid sulfuric concentrat (H_2SO_4 98%) și turnați-l peste zahăr. Aveți grijă ca paharul să se afle pe un suport rezistent la temperatură. Amestecați cu o baghetă de sticlă cei doi reactanți și observați evoluția acestuia tip de 10-15 minute. [2] Observați că la un moment dat se pune în evidență degajarea de abur și simțiți miros de zahăr caramel.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Acidul sulfuric este foarte coroziv distrugând substanțele organice și țesuturile. Mânuiți cu mare atenție vasele ce conțin acid sulfuric.

H_2SO_4

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$C_{12}H_{22}O_{11}$ + H_2SO_4 ---> 12 C + $H_2SO_{4(aq)}$

CONCLUZII

Acidul sufuric are proprietăți deshidratante foarte puternice. Zaharoza amestecată cu acidul formează un amestec brun care treptat se închide la culoare devenind în cele din urmă negru. Aceasta se datorează proprietăților desicante ale acidului sulfuric, ce scoate apa din zaharoză transformând-o într-o masă de grafit care începe să se umfle în mometul în care se pune în evidență evoluția aburilor. Masa de grafit crește în forma unei coloane de două ori mai înaltă decât paharul, uneori fiind necesară sprijinirea lui cu o baghetă de sticlă. [3, 4]

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Spălați cu apă din belșug coloana de grafit, pentru a dilua acidul sulfuric apoi aruncați resturile la gunoi.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1. Amestecul de zahăr cu acid sulfuric se înnegrește prima dată.

Fig. 2. ... apoi după câteva minute masa neagră începe să se umfle devenind o coloană.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Carbohydrate
2. Bassam Z. Shakhashiri; *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 77
3. Earl B.; Wilford D.; *Cambridge IGCSE Chemistry Laboratory Practical Book*; Hodder Education, London, 2015, p. 162-163
4. Harwood R.; Lodge I.; *Cambridge IGCSE Chemistry Coursebook, 4th edition;* Cambridge University Press, Cambridge; 2015, p. 241

REACȚIA ZAHAROZEI CU AZOTATUL DE POTASIU

PREZENTARE GENERALĂ

Analizând procedura experimentală *Oxidarea zaharozei cu clorat de potasiu* găsim multe asemănări și deosebiri între acel experiment și reacția dintre zahăr și azotatul de potasiu KNO_3. În ambele cazuri avem o reacție puternic exotermă dintre zaharoză și un agent oxidant foarte puternic: în acest caz azotat de potasiu sau *salpetru de India*. Reacția este violentă deci este important să se ia măsuri de precauție atât în ceea ce privește cantitățile folosite cât și locul unde se realizează procesul chimic.

Datorită exotermicității ridicate a reacției, care are loc cu degajarea unei cantități mari de gaze, reacția a fost folosită pentru propulsarea rachetelor de jucărie, capabile să se înalțe sute de metri în aer. [1]

Procesul poate fi studiat la clasă când se vorbește despre zaharide, în cadrul capitolului Termochimie sau la lecțiile în care se discută proprietățile compușilor ionici.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cântăriți 7,5 g KNO_3 și 3,5 g zahăr. Mojarați cei doi reactivi (separat) pentru a obține cristale fine și a permite amestecare omogenă a celor doi compuși. Turnați cele două solide pe o foaie de hârtie, amestecați-le bine cu mare atenție, plasați amestecul sub forma unui con pe o suprafață termorezistentă. Aprindeți amestecul folosind un chibrit. Observați modul în care evoluează reacția, remarcați mirosul de zahăr ars.

Pentru a colora flacăra adăugați amestecului 1.0 g de $NaNO_3$ pentru o flacără galbenă, 1.0 g de $Ba(NO_3)_2$ pentru o flacără verde sau o sare de Li pentru a obține o flacără roșie. [2]

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Azotatul de potasiu este un oxidant puternic. Manipulați cu mare atenție flaconul cu acest compus. La amestecarea reactivilor evitați fricțiunea dintre ei.

KNO_3

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$5C_{12}H_{22}O_{11(s)} + 48KNO_{3(s)} \text{---> } 24K_2CO_{3(s)} + 36CO_{2(g)} + 55H_2O_{(g)} + 24N_{2(g)}$$

CONCLUZII

Așa cum se vede în ecuația reacției chimice se degajă cantități impresionante de gaz ceea ce explică utilizarea acestei reacții la motoarele de rachetă de jucărie. Fiind puternic exotermă reacția trebuie realizată pe o suprafață termorezistentă. În repetate rânduri o bucată de gresie a crăpat în urma reacției realizată pe aceasta. Zahărul acționează ca și combustibil furnizând carbonul pentru CO_2 și hidrogenul pentru apă, oxigenul necesar reacției fiind furnizat de salpetru (KNO_3). Se generează trei gaze: CO_2, N_2, H_2O care silite să iasă printr-un orificiu îngust care închide spațiul de reacție, generează impulsul necesar deplasării unei rachete de jucărie către cer.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Reziduul de la oxidarea zahărului cu azotat de potasiu este alcătuit în general din carbonat de potasiu și zahăr ars. Solidele se pot strânge și arunca la gunoi ele nefiind periculoase pentru mediu.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Reacția exotermă dintre zahăr și azotatul de potasiu.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Rocket_candy
2. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p 46

OXIDAREA ZAHAROZEI CU CLORAT DE POTASIU SAU CUM SĂ PRĂJEȘTI UN URSULEȚ GUMAT

PREZENTARE GENERALĂ

În experimentul "*Reacția zaharozei cu azotat de potasiu*" am prezentat proprietatea azotatului de potasiu de a oxida zaharoza (zahărul tos). Dacă reacția este realizată cu clorat de potasiu $KClO_3$ reacția este mult mai energică. Ca o adaptare a reacție, nu vom folosi zahăr ci un produs obținut din zahăr: un ursuleț gumat Haribo.

Racția dintre zaharoză și $KClO_3$ se poate realiza cu diverse ocazii: când se studiază reacțiile redox, la studiul zaharidelor sau când se predau sărurile. Elevilor li se pot furniza informații interesante privind primele capse explozive care utilizează clorat de potasiu sau ca o utilizare specifică amestecul de $KClO_3$ și lactoză care se folosește ca semnal pentru acordul conclavului pentru alegerea papei. [1]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Realizați reacția într-o eprubetă largă (ϕ25 mm) așezată în nișă. Prindeți eprubeta într-o clemă, pe un stativ, într-o poziție ușor înclinată spre o zonă neutră. Așezați în eprubetă 4-6 g clorat de potasiu $KClO_3$. Topiți cu ajutorul unui bec de gaz sarea din eprubetă. Adăugați sării topite, folosind un clește de laborator, un ursuleț gumat. Observați cum ursulețul începe să țopăie, se aud zgomote ciudate din eprubetă, mediul de reacție devenind foarte fierbinte (incandescent) în timp ce se degajă un fum alb, abundent. În jurul mediului de reacție se simte un miros de zahăr caramel.[2] Dacă experimentul se realizează într-un amestec de zahăr cu clorat de potasiu, reacția poate fi inițiată prin adăugarea câtorva picături de acid sulfuric concentrat H_2SO_4. [3]

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$KClO_3$ este un agent oxidant foarte puternic. Dacă este cald reacționează cu orice combustibil. Este periculos pentru sănătate și pentru mediul acvatic provocând efecte de lungă durată.[4] Atenție că în timpul reacției se degajă cantități mari de gaze care pot antrena afară clorat de potasiu topit.[2]

$KClO_3$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$4\ KClO_{3(s)} \dashrightarrow 3\ KClO_{4(s)} + KCl_{(s)}$

$C_{12}H_{22}O_{11(s)} + 8\ KClO_{3(s)} \text{ --->} 12\ CO_{2(g)} + 11\ H_2O_{(g)} + 8\ KCl_{(s)}$

CONCLUZII

Odată încălzit, cloratul de potasiu se descompune generând oxigen capabil să oxideze substraturile organice. $KClO_3$ fierbinte disproporționează în clorură de potasiu KCl și perclorat de potasiu $KClO_4$.[1] Ca urmare $KClO_4$ se descopune degajând noi cantități de oxigen O_2 și de KCl. Oxigenul produs oxidează zahărul generând mari cantități de CO_2 și abur H_2O. Dansul ursulețului gumat și sunetul ciudat se datorează evoluției abundente de gaze. Reacția fiind puternic exotermă, mediul de reacție devine incandescent.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Deoarece reacția nu se poate realiza în proporții stoechimetrice, în amestecul final se regăsesc cantități de $KClO_3$ care trebuiesc anihilate cu soluție de HCl, apoi neutralizate cu NaOH, înainte de a se arunca soluțiile la canal.[2]

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

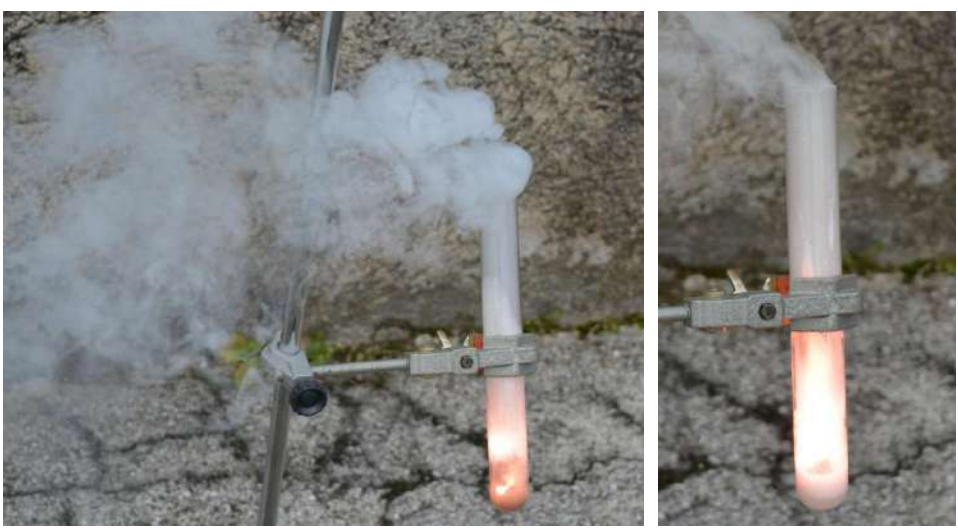


Fig. 1 Reacție energică dintre un ursuleț gumat (zahăr) și clorat de potasiu topit $KClO_3$.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_chlorate
2. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities: Spectacular Experiments And Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge; VCH 1996, page 35-36
3. Bassam Z. Shakhashiri; *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 79-80
4. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=potassium%20chlorate

IDENTIFICAREA AMIDONULUI DIN PÂINE ȘI DIN CARTOFI

PREZENTARE GENERALĂ

În acest experiment ne propunem să identificăm amidonul din pâine și din cartofi. Amidonul este o polizaharidă depozitată în plante. Granulele de amidon sunt insolubile în apă rece, dar au capacitatea de a absorbi apa și de a se umfla. Cu apă fierbinte se formează o soluție densă (gelatinoasă) care conține amiloză și amilopectină. Amiloza este un polimer linear compus din mai multe molecule de glucoză. Aceasta este capabilă să formeze structuri spiralate, cu un gol în interior, capabile să înglobeze molecule de iod, complexul format astfel având o absorbție a luminii de așa manieră încât rezultă o colorație albastră sau albastru-verzuie. [1]

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Într-un pahar introduceți 100 mL de apă și adăugați câteva picături de tinctură alcoolică de iod. Apoi introduceți o felie de cartof, curățată, în pahar. Observați că în decurs de câteva minute felia de cartof se colorează în albastru. Repetați aceeași procedură cu o felie de pâine. Pâinea, de asemenea, se colorează în albastru. Cartofii și pâinea conțin amidon care este o polizaharidă. Amidonul este identificat pe baza reacției sale cu soluția de iod din pahar.

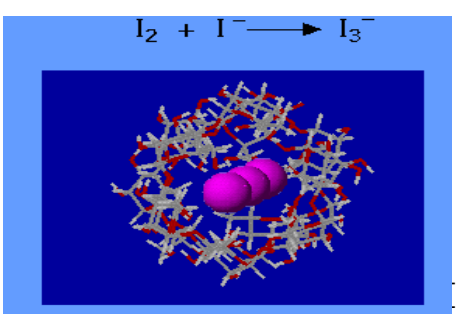
FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Fiți precauți deoarece CH_3CH_2OH este inflamabil și nu trebuie să intre în contact cu o flacără deschisă.

CH_3CH_2OH

I_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



[2]

CONCLUZII

Moleculele de amiloză sunt compuse din lanțuri neramificate de glucoză, de formă elicoidală. Se presupune că iodul este prins în interiorul spirelor de beta amiloză (amidon solubil). Amidonul determină aranjarea moleculelor de iod în interiorul structurii elicoidale de amiloză. Are loc un transfer de sarcini între moleculele de iod și amidon. Aceasta determină modificări în configurația electronică și deci în spațierea dintre nivelele energetice. Noua configurație absoarbe selectiv lumina vizibilă și dă complexului culoarea albastru intens. Fenomenul are loc doar dacă sunt prezenți atât iodul ca element cât și ca ion. Iodul nu este foarte solubil în apă și de aceea adiția de iodură îl face solubil. Iodul, impreună cu ionul iodură, formează un complex care se dizolvă în apă, spre deosebire de iodul pur. Iodul molecular reacționeză cu ionul iodură, ion negativ, formând un anion. Anionul se dizolvă cu ușurință în apă (care este un compus polar). Cu toate acestea există dispute privind mecanismul de producer a culorii inconfundabile albastre, dar schimbul de sarcini este larg acceptat ca cel mai probabil proces. Iodul încorporat de amiloză produce o soluție de culoare albastră spre negru [3].

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Plasați soluția într-un container pentru compuși organici halogenați. Aruncati felia de pâine și bucata de cartof la gunoi.

IMAGINI

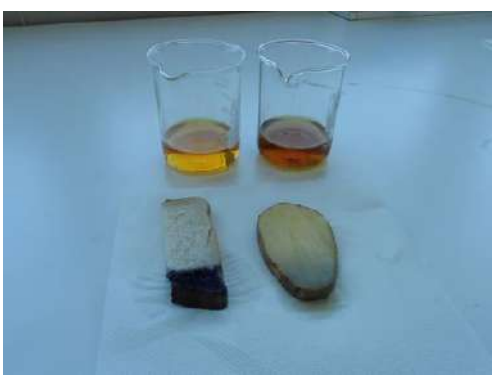


Fig. 1 Pâinea și bucata de cartof se colorează în albastru la imersarea lor în soluția conținând iod. Procesul este mai evident pentru felia de pâine deoarece aceasta conține o cantitate mai mare de amidon decât cartoful.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Food Chemistry, D. Mposkos, Gartagani Publishers, Thessaloniki 2004
2. https://www.quora.com/When-we-add-starch-to-iodine-solution-why-does-the-colour-of-the-solution-turn-blue
3. http://www.webexhibits.org/causesofcolor/6AC.html

OBȚINEREA OGLINZII DE ARGINT

PREZENTARE GENERALĂ

Azotatul de argint este cea mai comună sare de argint. Aceasta este produsă prin dizolvarea Ag în HNO_3. Este condiționat sub forma unor cristale incolore, solubile în apă. La 440^oC se descompune în metal, oxigen și dioxid de azot. Este redus ușor la argint metalic cu diferiți agenți reducători[1].

Glucoza aparține clasei monozaharidelor, acestea fiind polihidroxi-aldehide sau cetone alifatice. D-glucoza este o hexoză, component natural al multor oligozaharide, polizaharide și glicozide. Industrial este produsă prin hidroliza amidonului. Zaharoza este o zaharidă comună și este foarte frecventă în natură. Se găsește în fructe, trestia de zahăr, sfeclă, miere, struguri etc. Nu este o zaharidă reducătoare deoarece nu conține grupări hidroxil libere la atomii de carbon anomerici. Prin hidroliză acidă sau enzimatică, zaharoza din trestia de zahăr este transformată în glucoză și fructoză. Fenomenul este denumit invertire. Zahărul este folosit în cantități mari în industria alimentară[2].

În acest experiment, vom examina existența grupărilor aldehidice în diferite zaharide folosind reactivul Tollens. Reactivul Tollens este un reactiv chimic folosit în determinarea prezenței grupărilor funcționale aldehidice sau alfa-hidroxi cetonice. Reactivul este compus dintr-o soluție de azotat de argint și amoniac. A fost numit după cel care l-a descoperit, chimistul german Bernhard Tollens. Un test pozitiv cu reactivul Tollens este indicat de precipitarea argintului elemental, de obicei formând o "oglindă de argint", pe suprafața interioară a vasului de reacție[3].

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Într-un pahar introduceți 2 mL de soluție de azotat de argint (20%) și două picături de hidroxid de sodiu (1M). Observați formarea unui precipitat închis la culoare de oxid de argint. Apoi adăugați o cantitate suficientă de soluție de amoniac (25% în procente de masă) pentru a dizolva precipitatul și obțineți astfel reactivul Tollens. După ce precipitatul este complet dizolvat, adăugați 10g de glucoză și dizolvați-o. Apoi încălziți amestecul pe un încălzitor pentru a accelera reacția. Observați oglinda de argint formată. Apoi repetați aceeași procedură pentru zaharoză, care este cea mai comună dizaharidă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Folosiți mănuși, mască și ochelari de protecție când manipulați soluțiile de amoniac.

$AgNO_3$

NH_3

$NaOH$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2AgNO_{3(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Ag_2O_{(s)} + 2NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$Ag_2O_{(s)} + 4NH_{3(aq)} + 2NaNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2[Ag(NH_3)_2]NO_{3(aq)} + 2NaOH_{(aq)}$$

$$C_6H_{12}O_{6(s)} + 2[Ag(NH_3)_2]NO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + C_5H_{11}O_5COOH_{(aq)} + 4NH_{3(aq)} + 2HNO_{3(aq)}$$

$$C_{12}H_{22}O_{11(s)} + 2[Ag(NH_3)_2]NO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow X$$

CONCLUZII

Pentru unele amestecuri, după ce sunt încălzite, se formează oglinda de argint datorită oxidării grupării aldehidice care este prezentă în forma neciclică a glucozei, deoarece primul carbon este parte a unei grupări aldehidice. Glucoza este o zaharidă reducătoare și se transformă pe parcursul reacției în acid glucuronic. În eprubeta cu zaharoză observăm că oglinda de argint nu se formează. Zaharoza este o dizaharidă conținând glucoză și fructoză, care nu conțin nici o grupare aldehidică deci nu se oxidează, fiind o zaharidă nereducătoare.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile trebuie dispuse într-un container potrivit pentru deșeuri din laborator. Toate vasele de laborator folosite trebuie clătite cel puțin de 4 ori cu un volum mare de apă. Dacă doriți să recuperați argintul depus, acidifiați soluția cu acid azotic înainte. Recipientul sau eprubeta pot fi curățate cu acid azotic concentrat.

IMAGINI

Fig. 1 Oglinda de argint este formată în paharul cu glucoză datorită oxidării grupării aldehidice a $C_6H_{12}O_6$ prezentă în forma aciclică a glucozei. Oglinda de argint nu se formează în paharul cu zaharoză deoarece zaharoza este o dizaharidă conținând glucoză și fructoză, care nu conține vreo grupare aldehidică deci nu se poate oxida, fiind o zaharidă nereducătoare.

Fig. 2 Oglinda de argint

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Special Inorganic Chemistry, P. Karayiannidis, Ziti Publishers, Thessaloniki, 2006
2. Food Chemistry, D. Mposkos, Gartagani Publishers, Thessaloniki 2004
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Tollens%27_reagent

REACȚIA FEHLING A ZAHARIDELOR REDUCĂTOARE

PREZENTARE GENERALĂ

Glucoza aparține clasei monozaharidelor, acestea fiind polihidroxi-aldehide și cetone alifatice. D-glucoza este o hexoză, component natural al multor oligozaharide, polizaharide și glicozide. Industrial este produsă prin hidroliza amidonului. Zaharoza este o zaharidă comună și este foarte frecventă în natură. Se găsește în fructe, trestia de zahăr, sfeclă, miere, struguti etc. Nu este o zaharidă reducătoare deoarece nu conține grupări hidroxil libere la atomii de carbon anomerici. Prin hidroliză acidă sau enzimatică, zaharoza din trestia de zahăr este transformată în glucoză și fructoză. Fenomenul este denumit inversie. Este folosit în industria alimentară[1].

În acest experiment ne propunem să examinăm existența grupării aldehidice în diferite zaharide folosind reacția Fehling. Soluția Fehling este un reactiv chimic folosit în diferențiarea carbohidraților solubili în apă și grupările funcționale cetone. Este un test pentru zaharide reducătoare și nereducătoare, în plus față de testul Tollens. Testul a fost dezvoltat de către chimistul german Hermann von Fehling în 1849. Reactivul Fehling poate fi folosit în distingerea aldehidelor de cetone. Compusul testat este adăugat soluției de reactiv Fehling și amestecul este încălzit. Aldehidele sunt oxidate, dând un test pozitiv, dar cetonele nu reacționează, doar dacă nu sunt alfa-hidroxi-cetone. Reactivul Fehling poate fi utilizat pentru determinarea glucozei în urină, astfel detectând diabetul [2]. Testul Fehling include două soluții diferite, Fehling I, care este o soluție de sulfat de cupru, și Fehling II, care este o soluție de hidroxid de sodiu și tartrat de sodiu și potasiu.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Plasați în două pahare diferite de 30 mL soluțiile Fehling I (69,2g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ + 1 ml/l de H_2SO_4 (95-97% w/w), și 30ml de Fehling II (352g $C_4H_4O_6KNa \cdot 4H_2O$ + 100 g/l NaOH.). Într-un pahar adăugați 5 grame de zaharoză iar în al doilea pahar 5 grame de glucoză și amestecați până la dizolvarea completă. Plasați ambele pahare pe o sursă de încălzire pentru a accelera procesul. După puțin timp, observați modificările apărute în pahare. În primul pahar se formează un precipitat roșu-cărămiziu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Folosiți mănuși, mască și ochelari de protecție când efectuați acest experiment.

$CuSO_4$ $NaOH$

Cu_2O Na_2SO_4

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$C_6H_{12}O_{6(s)} + 2\ CuSO_{4\ (aq)} + 5\ NaOH_{(aq)} \rightarrow C_6H_{11}O_7Na_{(aq)} + Cu_2O_{(s)} + 2Na_2SO_{4(aq)} + 3\ H_2O_{(l)}$$

$$C_{12}H_{22}O_{11(s)} + 2\ CuSO_{4(aq)} + 5\ NaOH_{(aq)} \not\rightarrow$$

CONCLUZII

După puțin timp, observăm formarea unui precipitat roșu-cărămiziu în paharul cu glucoză, precipitat de oxidul de cupru format în urma oxidării grupării aldehidice prezente în forma aciclică a glucozei. Glucoza este oxidată la acid gluconic. Pe de altă parte, în paharul cu zaharoză reacția nu are loc deoarece zaharoza este o dizaharidă formată din glucoză și fructoză legate prin grupările hidroxil glicozodice, și nu conține vreo grupare aldehidică, deci nu poate fi oxidată. Zaharoza este o dizaharidă nereducătoare.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile trebuie filtrate înainte de eliminarea lor. Toate soluțiile trebuie plasate în containerul pentru resturi anorganice deoarece conțin cupru. Precipitatul roșu de Cu_2O poate fi dizolvat în acid clorhidric concentrat.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Precipitatul roșu-cărămiziu de oxid de cupru format datorită oxidării grupării aldehidice din glucoză. În cel de-al doilea pahar reacția nu are loc.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Food Chemistry, D. Mposkos, Gartagani Publishers, Thessaloniki 2004
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Fehling%27s_solution

SINTEZA ȘI ARDEREA NITROCELULOZEI

PREZENTARE GENERALĂ

În prezenta lucrare experimentală se descrie modul în care se poate sintetiza nitroceluloza și se prezintă proprietățile specifice ale acestui compus. Nitroceluloza arde foarte repede cu flacără mare datorită unui volum mare de gaze care se degajă în cursul procesului de ardere (azot, oxizi de azot, dioxid de carbon) și care accelerează procesul. [1]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

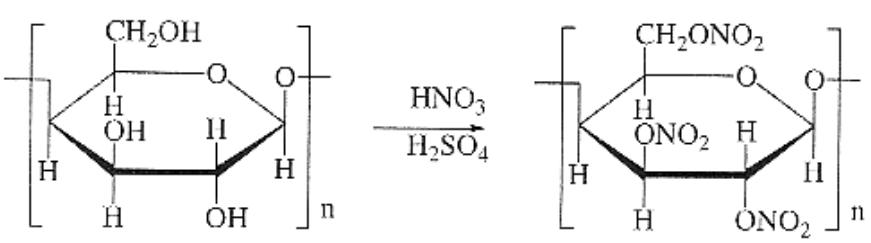
Puneți un pahar Berzelius într-o baie de gheață. Adăugați un pumn de sare de bucătărie (NaCl) peste gheață pentru a asigura scăderea temperaturii. Puneți în pahar 1,5 g vată de bumbac și adăugați un amestec nitrant alcătuit din 20 mL de acid sulfuric concentrat (98%) și 17 mL acid azotic concentrat (60-65%) care a fost în prealabil răcit după amestecare. Amestecați cu o baghetă, vata de bumbac introdusă, timp de aproximativ 10 minute. Scoateți apoi vata, spălați-o cu apă și uscați-o într-un exicator peste silicagel. Înlocuiți silicagelul până când vata nitrată este complet uscată. Produsul obținut se mai numește si fulmicoton. Odată uscată, vata nitrată se împarte în porțiuni mici (<20 mg), se așează pe un suport rezistent la căldură și se aprinde. Observați modul în care arde această substanță. Datorită faptului că arderea se realizează extrem de repede, pentru o cantitate mică de vată de bumbac nitrată, experimentul de ardere se poate realiza și în palmă efectele fiind spectaculoase.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Purtați obligatoriu halat și ochelari de protecție când preparați amestecul sulfonitric. Mânuiți cu grijă amestecul deoarece este foarte coroziv. Amândoi acizii, în amestec, dau naștere la compuși foarte explozivi.

HNO_3 **H_2SO_4**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

Bumbacul este alcătuit din fire foarte fine de celuloză, care este poli β-gluco piranoza. Fiecare rest de glucoză are trei grupări OH libere care se pot esterifica (nitra) dacă aceasta este tratată cu un amestec sulfonitric. Odată nitrate grupările hidroxil, compusul devine instabil (din cauza conținutului ridicat de oxigen adus de grupările nitro similar trinitratului de glicerină sau trinitro toluenului) și arde exploziv uneori (în funcție de cantitate).

Experimentul se realizează cel mai bine cu vată medicinală hidrofilă, care absoarbe foarte bine soluțiile și care este pufoasă permițând fibrelor de bumbac să se nitreze. Odată nitrat bumbacul, acesta nu își schimbă culoarea și aspectul exterior putând fi ușor confundat cu vata medicinală obișnuită.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Diluați amestecul nitrant cu multă apă, eventual neutralizați cu apă de var și aruncați resturile la canal. Nitroceluloza, datorită proprietăților explozive, este supusă unor reglementări stricte specifice compușilor explozivi. Nu stocați nitroceluloza. Asigurați-vă că neutralizați în acord cu sugestiile de operare, toată cantitatea de nitroceluloză sintetizată.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 2 Nitroceluloză

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. en.wikipedia.org/nitrocellulose

DIZOLVAREA CELULOZEI ÎN REACTIV SCHWEIZER

PREZENTARE GENERALĂ

O proprietate interesantă a dihidroxidului de tetraamino diaqua cupru(II) $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]*(OH)_2$, cunoscut și sub numele de reactiv Schweizer, este capacitatea sa de a dizolva fibrele de celuloză. Dacă o soluție care conține celuloză dizolvată este adăugată unei soluții acide, celuloza se reformează coagulând în fibre mai lungi. Acest experiment este potrivit orelor de chimie care vizează studiul polizaharidelor sau al altor polimeri, proprietățile sărurilor de cupru și proprietățile sau geometria compușilor coordinativi.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Sinteza reactivului Schweizer este descrisă în experimentul Sinteza *Reactivului Schweizer.* Urmați pașii descriși pentru a obține reactivul cu următoarele cantități: 5 g de $CuSO_4*5H_2O$ dizolvate în 90 mL de soluție, 0,8 g NaOH dizolvate în 10 mL de soluție iar la sfârșit adăugați 50 mL de amoniac concentrat (25%). Atenție la filtrare care, după precipitarea hidroxidului de cupru, permite separarea ionilor de sulfat (SO_4^{2-}) de amestecul de reacție.

Dizolvarea celulozei în reactivul Schweizer poate fi realizată folosind vată medicinală care, introdusă în reactivul Schweizer, se va dizolva aproape instantaneu sub agitare constantă. Repetați operația cu cantități noi de vată cât timp aceasta se dizolvă în conținutul paharului. Luați cu o seringă sau cu o pipetă Pasteur câțiva mL de lichid si injectați-l cu grijă într-un pahar de 200 mL conținând 150 mL de soluție de acid sulfuric (H_2SO_4) 10%. Se formează un fir albastru care se va decolora în câteva minute.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1]

$CuSO_4$

NaOH

NH_3

H_2SO_4

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$CuSO_{4(aq)}$ + 2 $NaOH_{(aq)}$ ---> $Cu(OH)_{2(s)}$ + $Na_2SO_{4(aq)}$

$Cu(OH)_{2(s)}$ + 4 $NH_{3(aq)}$ ---> $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2](OH)_{2(aq)}$

CONCLUZII

Reactivul Schweizer este cunoscut pentru capacitatea sa de a dizolva celuloza [1]. O asemenea soluție, conținând celuloză dizolvată, injectată într-o baie acidă, (acid sulfuric 10%) formează o fibră sintetică numită celofibră (sau vâscoză) importantă din punct de vedere istoric deoarece a fost prima fibră comercială produsă sintetic. [2] Coagularea este explicată prin regenerarea celulozei ca rezultat al acțiunii soluției acide. Cu aparatură specială, pot fi obținute fire subțiri de vâscoză care apoi se trefilează în fire folosindu-se mai departe sub formă de țesături.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluția vâscoasă rămasă este acidifiată cu o soluție de HCl 1M. Celuloza precipitată este filtrată, spălată iar apoi aruncată la coșul de gunoi. Filtratul conținând ioni de cupru și astfel fiind toxic pentru mediu, este eliminat într-un container pentru deșeuri metalice cu grad scăzut de toxicitate.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Reactivul Schweizer, singura soluție care dizolvă celuloza.

Fig. 2 Vata de bumbac dizolvată în reactiv Schweizer formează o soluție vâscoasă.

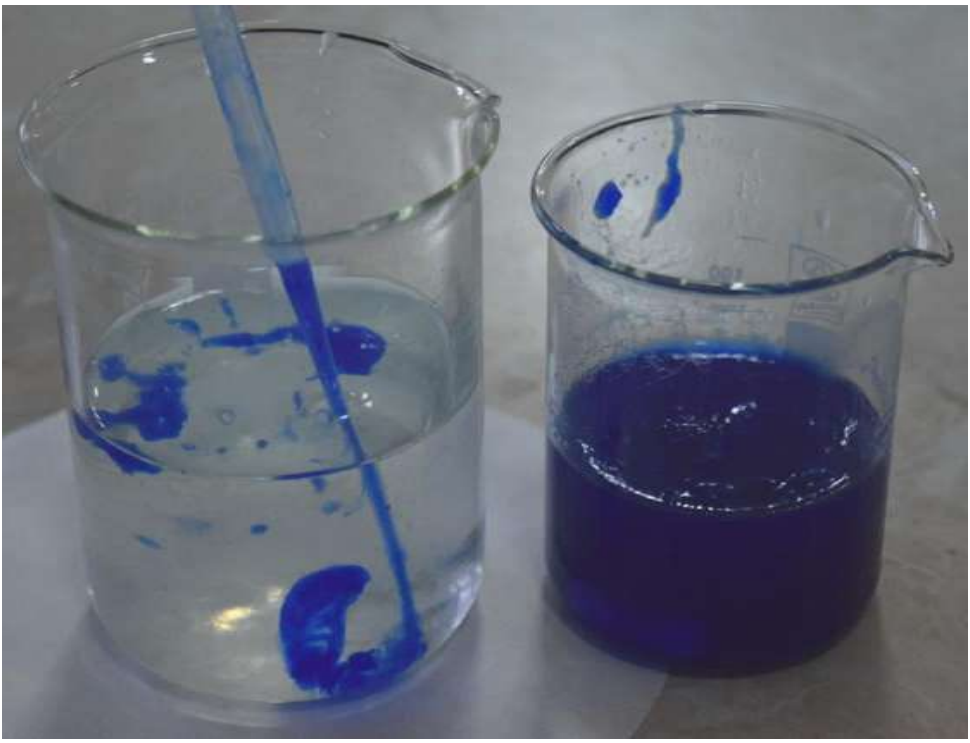


Fig. 3 Soluția de celuloză dizolvată în cupramoniu, precipitată folosind o soluție 10% de acid (în acest caz H_2SO_4)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Schweizer E.; *Journal Fuhr Praktische Chemie*; 1857, bd. 72, 109-111, online reprint
2. De Bassam Z. Shakhashiri; Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 247-248

DIZOLVAREA AMINOACIZILOR HIDROFOBI ÎN APĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Aminoacizii sunt compuși organici multifuncționali conținând o grupare acidă *carboxil* -COOH și una bazică *amino* -NH_2. În natură se regăsesc mai mulți aminoacizi dintre care 20 au importanță fundamentală datorită faptului că stau la baza sintezei peptidelor și a proteinelor. Fiind α-aminoacizi au capacitatea de a crea lanțuri macromoleculare prin condensare reciprocă generând *legături peptidice* la condensarea dintre o grupare carboxil și una amino de la doi aminoacizi adiacenți. Lanțul macromolecular creat conține o succesiune de legături peptidice despărțite prin grupări -CHR- unde R reprezintă catena laterală a aminoacidului, grupare care îi conferă fiecărui aminoacid în parte proprietăți specifice și care poate contribui la proprietățile generale ale lanțului proteic în funcție de conformația pe care o adoptă acesta.

În funcție de tipul grupării laterale aminoacizii se împart în:

- aminoacizi cu grupări laterale nepolare: Alanina, Valina, Leucina, Izoleucina, Fenil alanina,
- aminoacizi cu grupări laterale polare: Acidul glutamic, Acidul aspartic, Lisina, Cisteina, Serina, Metionina, Tirozina, Asparagina, Glutamina, etc

În ciuda existenței în moleculă a două grupări polare (carboxil și amino) și a capacității aminoacizilor de a ioniza intern formând amfioni (sau zwiterioni) nu toți aminoacizii sunt solubili în apă pură. În general cei cu grupări laterale voluminoase nepolare nu se dizolvă spontan în apă.

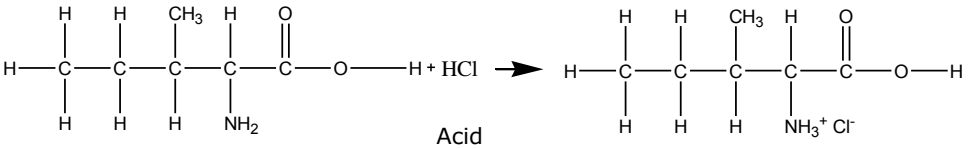
PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Dacă un aminoacid nu este solubil în apă, datorită existenței unei grupări laterale voluminoase nepolare, solubilitatea acestuia poate fi crescută dacă se adaugă în suspensia apoasă o cantitate oarecare de soluție acid clorhidric HCl 0,1M. Practic puteți verifica modificarea solubilității în apă a unui aminoacid prin introducerea, într-o eprubetă, a 5 mL apă peste care adaugați un vârf de spatulă de Leucină (Leu), Izoleucină (Ile) sau Fenil alanină (Phe). Agitați amestecul și observați că aminoacidul folosit nu se dizolvă. Adăugați cu o pipetă Pasteur acid clorhidric HCl 0,1M sub continuă agitare a eprubetei și observați ce se întâmplă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HCl

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

Experimentul prezentat are aplicații practice în medicină la solubilizarea unor compuși biologic activi cu grupări amino, insolubili sau greu solubili în apă, când prin transformarea lor în clorhidrați se asigură creșterea dramatică a solubilității în apă deci și în mediile biologice și deci se asigură transportabilitatea compusului prin intemediul lichidelor interne ale corpului uman la organele care au nevoie de sau folosesc compusul respectiv.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluția de aminoacid tratată cu acid clorhidric se poate arunca la canal întrucât nu prezintă pericol sau toxicitate pentru mediul acvatic.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Adăugare de aminoacid într-o eprubetă conținând apă în vederea testării solubilității.

Fig. 2 Aminoacid (Ile) insolubil în apă (stg) și solubilizat prin adăugare de HCl 0,1M (dr).

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://acikders.ankara.edu.tr/pluginfile.php/1002/mod_resource/content/1/6 Aminoasitler ve Peptidler.pdf
2. 194.27.141.99/dosya-depo/ders-notlari/dildar-konukoglu/Aminoasitler.pdf
3. http://www.belgeci.com/amino-asit-tanima-reaksiyonlari.html

DENATURAREA PROTEINELOR

PREZENTARE GENERALĂ

Denaturarea proteinelor se întâmplă aproape zilnic, în forme diverse, una din cele mai întâlnite fiind coagularea albușului de ou sub acțiunea căldurii, dar puțini dintre noi privesc acest proces ca pe unul ireversibil. Demonstrarea denaturării proteinelor pe baza acțiunii acizilor tari, bazelor tari sau chiar a electroliților puternici și a căldurii poate fi relevantă în abordarea temelor precum structura proteinelor, rolul legăturii de hidrogen în generarea de structuri proteice terțiare sau cuaternare.[1]

IUPAC definește DENATURAREA ca fiind procesul de alterare parțială sau totală a structurii proteice sau a acizilor nucleici, structuri secundare native, și/sau terțiare, și/sau cuaternare, rezultând în pierderea bioactivității. Denaturarea poate avea loc atunci când proteinele și acizii nucleici sunt supuși temperaturilor ridicate sau valorilor extreme de pH; concentratiilor nonfiziologice de soluții de săruri, solvenți organici, uree, sau alți agenți chimici. [2]

Cele mai comune exemple de denaturare sunt la încălzirea unui ou proaspăt sau a unei bucăți de carne, ambele devenind ferme dupa tratamentul termic. Dacă proteina din lapte este supusă acțiunii acidului lactic aceasta se coagulează. Ambele procese ilustrează o alterare ireversibilă a structurii proteice.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a studia diferiți factori care determină denaturarea proteinelor, o soluție de proteină solubilă (albumina) este preparată dintr-un albuș de ou. Pentru aceasta, albușul este separat de gălbenuș, într-un pahar de 150 mL. Albușul de ou este diluat cu o cantitate egală de apă, este agitat iar apoi filtrat. Filtratul reprezentând **soluția proteică**, este folosit în diferite experimente, după cum urmează:

a. Introduceți 5 mL de soluție proteică într-o eprubetă și încălziți-o.

b. Introduceți 5 mL de soluție proteică într-o eprubetă și adăugați 5 mL de acid sulfuric sau azotic concentrat.

c. Amestecați într-o eprubetă 5 mL de soluție proteică cu 5 mL de acetonă.

d. Amestecați într-o eprubetă 5 mL de soluție proteică cu o soluție concentrată, 7M, de uree.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Atenție se impune la manipuarea acizilor azotic și mai ales sulfuric concentrat. Acidul sulfuric cauzează arsuri chimice grave. Este capabil să distrugă țesăturile din bumbac de aceea purtarea halatului de protecție este obligatorie când se manevrează această substanță. Ștergeți orice picătură care eventual a căzut pe masă (scaun) în timpul manipulării. Acetona este foarte inflamabilă. Nu lucrați cu foc deschis când mânuiți acetona.

acetona **HNO_3 (H_2SO_4)** ( )

CONCLUZII

Structura secundară/terțiară a proteinei este alterată ca urmare a acțiunii factorilor externi. Diferitele interacții între secvențele din lanțul proteic sunt alterate. Legăturile de hidrogen care conferă proteinei o anumită formă (α-helix sau foaie β) sunt întrerupte iar proteina se împachetează într-o formă diferită (cel mai adesea sub forma de bobina). Astfel, proteina nu mai poate să își îndeplinească funcțiile biologice și una din cele mai evidente consecințe este pierderea solubilității. Astfel, în urma denaturării, apare un precipitat alb în eprubetă, demonstrând modificarea care a avut loc. Structura primară a proteinei nu este alterată deoarece denaturarea nu afectează legăturile peptidice. [3] Aceasta înseamnă că proteina denaturată are aceeași valoare nutrițională ca o proteină nealterată, iar în urma digestiei aceeași aminoacizi vor fi disponibili pentru organism.

Toate cele patru experimente arată denaturarea albuminei solubile ca urmare a acțiunii diferiților factori (termici, acizi, solvenți organici, și săruri concentrate). Mecanismul de denaturare este unul complex, și nu va fi discutat aici. Concluzia principală a acestui experiment este că proteinele sunt biomolecule sensibile, și mulți factori externi pot să le altereze structura respectiv funcțiile biochimice (în cele mai multe cazuri alterarea fiind ireversibilă).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Conținutul eprubetei trebuie filtrat iar filtratul trebuie diluat și neutralizat cu lapte de var, apoi poate fi aruncat la canal. Solidul filtrat poate fi aruncat la coșul de gunoi. În cazul folosirii acetonei, aceasta ar trebui colectată într-un recipient pentru lichide organice inflamabile, dar având în vedere cantitatea mică folosită, se poate arunca la chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Soluție de albumină dizolvată în apă

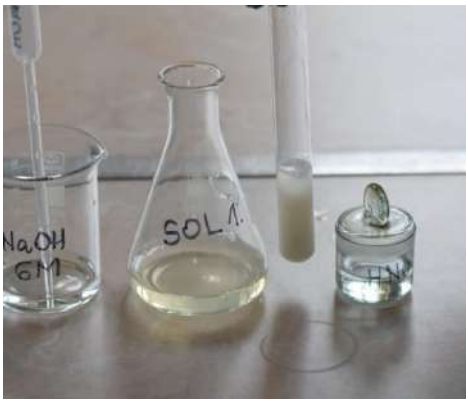


Fig. 2 Albumina denaturată de către HNO_3 concentrat

Fig. 3 Albumina denaturată de căldură

Fig. 4 Albumina denaturată de acizi tari

Fig. 5 Albumina denaturată de acetonă

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Mc Murry J.E.; Hoeger C.A.; Peterson V.E.; Ballantine D.S.; *Fundamentals of General, Organic and Biological Chemistry;* Seventh Edition, 2014, Pearson New International Edition, Pearson Ed Ltd, p. 626
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Denaturation_(biochemistry)
3. Timberlake K.C.; *An Introduction to General, Organic and Biological Chemistry;* 12th edition, Pearson Education Limited, 2015, p. 600

REACȚIA BIURETULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Identificarea proteinelor într-o soluție bazică folosind sulfat de cupru, denumită ca reacția biuretului, are valoare analitică deoarece demonstrează prezența legăturii peptidice și deci prezența proteinelor solubile într-o soluție. Cu câteva ajustări, această reacție poate fi folosită și ca metodă de determinare cantitativă, și nu doar calitativă, pentru a determina concentrația proteinelor pe o scală de la 5 la 160 mg/ml. [1].

Numele de ***biuret*** denotă asemănarea legăturii peptidice și a complexului său cu cuprul, cu molecula de biuret sau de cabaniluree (H_2N-CO-NH-CO-NH_2). Frumusețea acestei reacții constă în simplitatea sa. Toată lumea vorbește despre proteine ca și biomolecule complexe (ceea ce este adevărat) dar puțini sunt conștienți de cât de ușor este să le identificăm în soluții.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a efectua reacția biuretului sunt necesare soluții apoase de diferite proteine. În acest experiment ouă, lapte, pâine si gelatină sunt folosite pentru a prepara soluții proteice.

1. O solutie de proteină conținută în albușul de ou este obținută după separarea gălbenușului de albuș. Diluați albușul de ou, într-un pahar de 150 mL, cu aceeași cantitate de apă, agitați-l pentru a amesteca cele două faze iar apoi filtrați-l. Filtratul reprezintă SOLUȚIA1

2. Luați gălbenusul de ou într-un alt pahar de 150 mL. Adăugați 30ml de apă distilată și agitați puternic. Filtrați amestecul, SOLUȚIA2 fiind filtratul galben

3. SOLUȚIA3 este reprezentată de 30ml de lapte (care evident nu este o soluție reală)

4. Luați o felie de pâine proaspătă; plasați câteva bucăți de miez într-un pahar conținând 50 mL de apă caldă, dar nu fierbinte. Lăsați amestecul să stea timp de 10 minute după care filtrați-l. Filtratul reprezintă SOLUȚIA4

5. SOLUȚIA5 este obținută prin dizolvarea unei lingurițe de gelatină în 60ml de H_2O.

Pentru experiment, alte două soluții sunt necesare: NaOH 10% si $CuSO_4$ 1%.

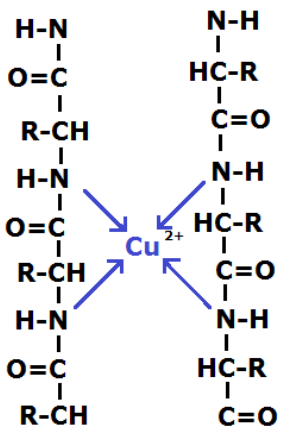
Pentru a efectua experimentul luați într-o eprubetă 3-4 mL de soluție de proteină (SOLUȚIA 1 până la 5), adăugați un volum egal de NaOH iar în final adăugați câteva picături de $CuSO_4$ 1%. Agitați eprubeta și observați culoarea. Aveți grijă la prepararea soluției de sulfat de cupru deoarece sarea este un pentahidrat. Pentru a avea 1,0 g de $CuSO_4$ trebuie sa cântărim 1,562g de $CuSO_4*5H_2O$.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$CuSO_4$

NaOH

CONCLUZII



THE VIOLET BIURET COMPLEX

Testul este foarte sensibil dacă o proteină solubilă este prezentă în soluție. Testul este pozitiv dacă apare o colorație violet. Culoarea se intensifică pe măsură ce crește concentrația de proteină. Colorația violet apare ca și consecință a geometriei plan-pătratice a complexului de ioni de Cu(II) formați cu grupele NH adiacente din legătura peptidică, înconjurând metalul. Faptul că modificarea cromatică este drastică se poate observa chiar și în soluții opace sau colorate precum gălbenușul de ou sau laptele care sunt colorate si nu sunt transparente. Literatura științifică acceptă folosirea ambelor baze alcaline: NaOH sau KOH [1]. Dacă KOH este folosită, trebuie să fie proaspăt preparată și concentrată, altfel se va obține un rezultat fals, negativ. Cu NaOH reacția este pozitivă chiar și la concentrații mai mici de bază.

Dacă soluția originală, de albuș de ou sau gelatină, este diluată de 2x, 4x, 8x, și reacția este efectuată din nou cu aceleași cantități de soluții de NaOH și $CuSO_4$, diferitele varietăți de nuanțe de violet obținute ar trebui să demonstreze aplicabilitatea reacției în determinările concentrațiilor de proteine.

Încercați să efectuați reacția cu orice soluție conținând o proteină solubilă. Suntem înconjurați de numeroase produse alimentare care conțin proteine solubile. Odată acomodat cu acest test, utilizatorul poate efectua foarte ușor mai multe determinări, rezultatele fiind de-a dreptul interesante.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Conținutul eprubetelor trebuie aruncat într-un container pentru compuși anorganici puțin toxici, deoarece compușii cuprului sunt toxici pentru mediul înconjurător.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Pentru a efectua reacția biuretului introduceți 3-5 mL de soluție proteică într-o eprubetă, preparați soluțiile de 10% NaOH și 1% $CuSO_4$.

Fig. 2 Adăugați soluția de proteină în eprubetă împreună cu un volum egal de 10% NaOH.

Fig. 3 Testul biuretului este pozitiv dacă apare o colorație violet la adăugarea soluției de 1% $CuSO_4$.

Fig. 4 Adăugarea în continuare a soluției de $CuSO_4$ intensifică această colorație.

Fig. 5 Testul biuretului pozitiv obținut dintr-o soluție de albumină din ou.

Fig. 6 Testul biuretului pozitiv obținut dintr-o soluție de gălbenuș de ou.

Fig. 7 Testul biuretului pozitiv obținut din lapte.

Fig. 8 Testul biuretului pozitiv obținut din lapte.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Biuret_test
2. Nenitescu, C.D.; *Chimie organica*, Editura Didactica si Pedagogica, Bucuresti, 1966
3. Albu, Petrescu, Cosma; *Manual de Chimie pentru clasa a X-a*, Ed. Didactica si Pedagogica, Bucuresti, 1994

REACȚIA XANTOPROTEICĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Un alt experiment potrivit pentru a identifica proteinele este reacția xantoproteica. Aceasta constă în colorarea soluției în galben după încălzirea unei soluții de proteină cu acid azotic concentrat (60%). Dacă încălzirea este urmată de adăugarea de soluție de NaOH 6M, culoarea se schimbă în portocaliu.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a efectua reacția proteică avem nevoie de o soluție de proteină solubilă (albumină). Această soluție se obține în același fel ca și pentru experimentul anterior. Pentru aceasta, un albuș de ou este separat de gălbenuș într-un pahar de 150 mL. Albușul de ou este diluat cu aceeași cantitate de apă, amestecul este agitat și filtrat. Filtratul, soluția **proteică**, este folosită pentru a efectua reacția xantoproteică. Se pot utiliza și alte soluții proteice: cazeina, gelatina, etc.

Pentru această reacție, 5 mL de soluție proteică sunt amestecați cu 2 mL de acid azotic concentrat. (60%). Denaturarea proteinelor are loc prin formarea unui precipitat alb în toată masa soluției. Încălziți ușor eprubeta la flacără deschisă. Observați schimbările produse. Lăsați conținutul eprubetei să se răcească. Adăugați în picături o soluție de NaOH 6M până la neutralizarea acidului. Observați noua culoare formată în acest caz.

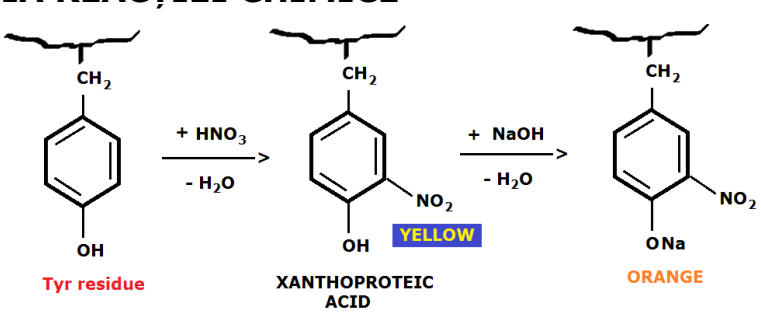
FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

La utilizarea acidului azotic este necesară respectarea unor norme de precauție deoarece acidul este foarte coroziv iar vaporii lui sunt toxici.

HNO_3

NaOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

Structura secundară/terțiară a proteinelor se alterează la amestecarea lor cu acizi tari. (Pentru explicații suplimentare revedeți experimentul *Denaturarea proteinelor*) Aceasta cauzează precipitarea (coagularea) proteinei, formând o masă albă, solidă în soluția inițială.

La încălzire, conținutul eprubetei devine galben. Această schimbare este cauzată de procesul de nitrare al inelelor aromatice prezente în lanțurile de Tirozină, Triptofan, și/sau Fenilalanină. Conform unor surse, Fenilalanina nu reacționează cu acidul azotic la cald pentru a forma acid xantoproteic. Dacă amestecul este răcit și NaOH concentrat este adăugat în picături, culoarea se schimbă de la galben la portocaliu[1].

Dacă soluția proteică este mai diluată, procesul de degradare nu este observabil după adăugarea soluției de acid azotic, iar colorația galbenă care totuși apare nu este atât de intensă.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Conținutul eprubetei trebuie filtrat; filtratul trebuie diluat și neutralizat cu lapte sau lămâie apoi poate fi aruncat la chiuvetă. Solidul rezultat la filtrare poate fi aruncat la gunoi.

IMAGINI

Fig. 1 Soluție limpede de albumină (albuș de ou) folosită la studiul reacției xantoproteice.

Fig. 2 Soluție de albumină din ou după adăugarea a 2 mL de acid azotic concentrat (HNO_3 65%).

Fig. 3 Dacă proteina denaturată este încalzită, o colorație galbenă este observată datorită nitrării reziduurilor de Tirozină/Triptofan din proteină.

Fig. 4 Adiția de NaOH concentrat (6M) schimbă culoarea soluției din galben în portocaliu.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Xanthoproteic_reaction
2. Nenitescu, C.D.; *Chimie organica*, Editura Didactica si Pedagogica, Bucuresti,1966
3. Albu, Petrescu, Cosma, *Manual de Chimie pentru clasa a Xa*, Ed. Didactica si Pedagogica, Bucuresti, 1994

PRODUCEREA BRÂNZEI GOUDA

PREZENTARE GENERALĂ

Istoria producerii brânzei nu este foarte clară [1]. De asemenea, nu știm unde s-a produs prima dată brânză. Ceea ce știm cu siguranță este că s-au găsit dovezi de producere a brânzei în Polonia acum 7000 de ani. O teorie ar fi că producerea brânzei a fost descoperită accidental. Laptele era transportat în pungi executate din stomacul unor animale și că enzimele încă prezente în acest stomac-pungă au dus la separarea lui în porțiuni solide și lichide. Din acel moment, brânza a fost considerată ca o modalitate de conservare a laptelui.

Astăzi se cunosc nenumărate sortimente de brânză. În acest experiment vă vom prezenta doar producerea sortimentului de brânză Gouda [2].

Prima etapă constă în acidifierea laptelui, fapt care face ca lactoza să se transforme în acid lactic (reacția 1). A doua etapă în producerea brânzei, și cea mai importantă o reprezentă coagularea laptelui. Acestă colagulare este produsă de cheag, care conține un amestec de enzime (renine) care sunt colectate din stomacul de vițel neînțărcat. Aceste enzime sunt foarte puternice; un litru de cheag poate coagula în 45 de minute 10,000 litri de lapte la o temperatură de 34^{o}C! Apoi cheagul rupe proteinele prin hidrolizarea legăturile dintre alanine și methionine (reacția 2). Din acestea rezultă două fracțiuni de proteine: (I)una solidă, reprezentând proteine solubile în grăsime, predominant cazeină, și (II) proteine hidrofilice (proteine din zer). După separea proteinelor de apă și zer, partea solidă care rămâne, va trebui procesată în continuare. Pașii care urmează trebuie controlați foarte atent pentru a obține un produs de calitate. Din acest motiv, producerea brânzei este și o artă, pe lângă știință.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe: Lapte, cultură de acid lactic/lapte bătut, cheag, oală, rețou, termometru, recipiente pentru depozitare (butoaie), presă pentru brânzeturi, sare, strecurătoare, polonic, pahare gradate, cuțit.

Procedeu:

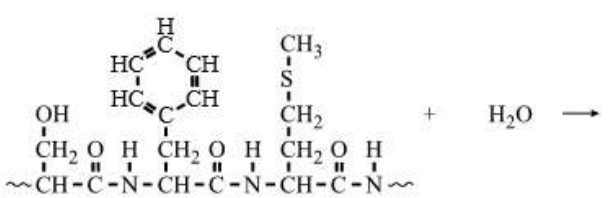
1. puneți 4,5 litri de lapte într-o oală;
2. adăugați 50 mL de soluție 1% de cultură de brânză (un amestec lipolizat de bacterii, sau adăugați 100 mL lapte bătut) pentru acidifiere;
3. încălziți laptele la temperatura de 29^{o}C;
4. adăugați 20 de picături de cheag;

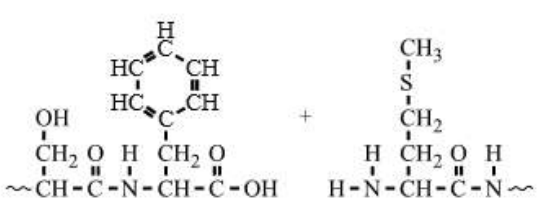
5. lăsați laptele la închegat pentru 30 de minute;
6. tăiați cheagul și apoi lasați-l să se depună timp de 10 minute;
7. îndepărtați zerul (aproximativ 1,5 litri)
8. încălziți până la 33°C;
9. amestecați din nou timp de aproximativ 10 minute;
10. din nou, îndepărtați zerul (1.5 litri);
11. încălziți până la 36°C;
12. amestecați aproximativ 10 minute;
13. acoperiți cașul și lăsați să stea timp de 30 de minute;
14. dacă doriți, adăugați mirodenii;
15. umpleți butoiașele fără prosop;
16. introduceți prosopul și puneți brânza în butoiașele întoarse cu susul în jos;
17. lăsați butoiașele întoarse cu susul în jos timp de 10 minute;
18. presați utilizând o greutate care reprezintă 50% din greutatea brânzei, timp de 30 de minute;
19. răsturnați brânza și presați-o cu greutate 100%, timp de 3,5 ore;
20. coacere fără prosop timp de 8 – 10 ore;
21. țineți în saramură 6 – 12 ore;
22. după 24 ore înveliți brânza cu un strat protector.

Din acest moment, este doar o chestiune de timp. Brânza trebuie întoarsă în fiecare zi. Brânza este comestibilă după 4 săptămâni când va avea un gust moderat de unt. Pentru cei care preferă un gust mai puternic, trebuie doar să aștepte ceva mai mult timp. După un an, brânza devine uscată și este greu de tăiat, dar cu un gust bogat.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$C_{12}H_{22}O_{11(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 4\ C_3H_6O_{3(aq)} \qquad (1)$$





(2)

CONCLUZII

Prin acest experiment am încercat să producem sortimentul de brânză Gouda. Evaluarea începe cu prima degustare a produsului noastru și nu suntem departe de acest pas ….

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Singurele reziduuri sunt cele de proteine din zer (care în combinație cu anabolicele sunt un aditiv valors pentru culturiști). Acestea se pot arunca la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. La începutul experimentului

Fig 2. După separarea proteinelor din zer.

Fig 3. Presarea brânzei obținute

Fig 4. De acum, este doar o chestiune de timp….

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikipedia.org/wiki/cheese
2. http://en.wikipedia.org/wiki/Gouda_cheese

TESTUL CU CLORURA FERICĂ PENTRU IDENTIFICAREA FENOLILOR

PREZENTARE GENERALĂ

Clasa fenolilor, compuși hidroxilici, este studiată pe larg la nivel de liceu, prezentând diferențe semnificative față de clasa alcoolilor.

În clasă pot fi conduse discuții pe teme legate de rolul fenolilor (crezoli) prezenți în fumul de lemn utilizat pentru conservarea cărnurilor, cât și despre potențialul cancerigen al acestor substanțe. Deasemenea, audiența poate fi captivată de subiecte precum "Paradoxul Francez" care se referă la rolul benefic al polifenolilor din vin pentru sănătatea arterelor.

Un experiment interesant și ușor de realizat, testul cu clorura ferică, ne permite obținerea unor soluții de diverse culori ca urmare a reacției fenolilor cu clorura ferică.

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Încercați să dizolvați în 20 mL de apă (sau într-un amestec 1:1 de apă:etanol), aproximativ 0,4 g din următorii fenoli: hidroxibenzen (fenol), 1,2,3-trihidroxibenzen (pirogalol); 1,4-dihidroxi benzen (hidrochinona); acid 3,4,5-trihidroxibenzoic (acid galic); acid 2-hidroxibenzoic (acid salicilic); acid sulfosalicilic; 2-Naftol [1]. Orice alt fenol disponibil în laborator merită supus acestui test chiar dacă nu toți fenolii reacționează cu clorura ferică [2].

Dacă un anumit fenol nu este solubil în apă sau în soluție alcoolică atunci încercați să îl dizolvați în câțiva mL de clorură de metilen.

Plasați fiecare soluție rezultată într-o eprubetă, aranjați eprubetele într-un stativ și etichetați fiecare soluție pentru a identifica substanțele folosite. Adăugați câteva picături de soluție de clorura ferică 1% în fiecare eprubetă. Notați culoarea obținută pentru fiecare fenol utilizat.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Fenolii sunt periculoși (acesta fiind motivul pentru care carnea sau șunca afumată începe să fie eliminată din alimentație deoarece conține crezoli). Fenolii sunt toxici și/sau iritanți și majoritatea sunt periculoși pentru mediu.

Fenol

Etanol

2-Naftol

Acid Galic

Hidrochinonă

Acid Sulfosalicilic

Acid Salicilic

Pirogalol

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Toți autorii sunt de acord că se formează o combinație complexă. De aceea cea mai comună ecuație utilizată pentru a descrie reacția dintre fenoli și Fe(III) [3] este probabli falsă [4].

$$\mathbf{3\ Ar\text{-}OH_{(aq)} + FeCl_{3(aq)} \dashrightarrow (Ar\text{-}O)_3Fe_{(aq)} + 3\ HCl_{(aq)}}$$

O reprezentare mai larg acceptată ilustrează complexul format în jurul centrului metallic, o ipoteză mai plauzibilă pentru explicarea schimbului de sarcini responsabil pentru apariția colorației fiecărui fenol [4].

$$\mathbf{6\ Ar\text{-}OH_{(aq)} + FeCl_{3(aq)} \dashrightarrow [Fe(Ar\text{-}O)_6]^{3-}{}_{(aq)} + 3\ HCl_{(aq)} + 3\ H^{+}{}_{(aq)}}$$

CONCLUZII

Formarea colorației violet, albastre, verzi sau chiar roșii, la adăugarea de $FeCl_3$ diluat, este un indicator al prezenței fenolului în proba de analizat. Soluția ferică formează un complex prin transfer de sarcini cu fenolii, dând un semnal spectral pozitiv puternic în spectrul vizibil. Ionul de fier este hexacoordinat de 6 grupări fenolato. Reacția este foarte sensibilă pentru toți fenolii. Cu toate acestea, pentru o culoare mai intensă se recomandă utilizarea soluțiilor mai concentrate (3%) în cazul pirogalolului, 2-naftolului și a hidrochinonei. Culorile observate sunt după cum urmează:

- hidroxibenzen (fenol) - violet
- 1,2,3-trihidroxibenzen (pirogalol) – rosu maroniu
- 1,4-dihidroxi benzen (hidrochinona) - maroniu
- Acid 3,4,5-trihidroxibenzoic (acid galic) - negru
- Acid 2-hidroxibenzoic (acid salicilic) – violet intens
- sulfosalicylic acid –rosu-sange
- 2-Naftol - verde

Culoarea neagră a acidului galic a fost utilizată în istorie de persoanele care doreau să trimită mesaje secrete prin intermediul unui text invizibil, scris cu o soluție de acid galic, care putea fi făcut vizibil de către destinatar pulverizând o soluție de clorură ferică

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Chiar dacă se utilizează cantități mici, plasați soluțiile fenolice uzate într-un loc adecvat. Plasați deșeurile într-un container folosit pentru colectarea substanțelor organice, deoarece acestea sunt periculoase, iritante și toxice iar unele pot reprezenta un pericol pentru mediu.

Pentru soluțiile fenolice dizolvate în clorură de metilen, plasați deșeurile într-un recipient pentru compuși organici halogenați.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fenol

Hidrochinona

Acid galic

Acid salicilic

Acid sulfosalicilic

2-Naftol

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p 110
2. https://www.quora.com/Whats-the-reaction-between-phenol-and-ferric-chloride
3. http://www.colorado.edu/lab/lecture-demo-manual/o638-identification-phenols-ferric-chloride-test
4. http://chemistry.stackexchange.com/questions/43187/

IDENTIFICAREA MASELOR PLASTICE PE BAZA DENSITĂȚII ȘI A TESTULUI BEILSTEIN

PREZENTARE GENERALĂ

Prezenta lucrare experimentală demonstrează cum se pot identifica diferitele tipuri de mase plastice pe baza densității acestora (test de flotabilitate) sau cum se poate identifica dacă o probă de mase plastice contine halogen (pe baza testului Beilstein) fără a se face apel la metode analitice complicate cum ar fi spectroscopia IR sau determinarea punctului de topire ce necesită de asemenea aparatură specială. [1, 2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru identificarea diferitelor tipuri de mase plastice existente se face apel la probe de polietilenă de înaltă densitate (HDPE); polietilenă de joasă densitate (LDPE); polistiren (PS); polietilen tereftalat (PET) și policlorură de vinil (PVC). De asemenea veți mai avea nevoie de pahare Berzelius, de etanol, apă și de o soluție saturată de clorură de sodiu NaCl (sare de bucătărie). Pentru testul Beilstein este nevoie de o sârmă de cupru care va servi la analiză.

Testul Beilstein
Înroșiți în flacăra oxidantă a unui bec de gaz o sârmă de cupru și prelevați o probă de plastic cu sârma fierbinte. Introduceți sârma din nou în flacăra becului de gaz. Dacă flacăra se colorează în verde înseamnă că polimerul este unul care conține halogen (de exemplu PVC). Experimentul trebuie realizat în nișă sau într-un loc bine ventilat întrucât în timpul arderii policlorurii de vinil se poate degaja dioxină (un compus foarte toxic) sau acid clorhidric gazos care este iritant pentru mucoase.

Testul de flotabilitate
Puneți într-un pahar Berzelius, aproape plin cu soluția saturată de NaCl, o bucată de polietilen tereftalat (PET) și una de polistiren (PS). Observați comportamentul celor două mase plastice.

Așezați într-un alt pahar, pe jumătate plin cu apă o bucată de polietilenă de înaltă densitate (HDPE) și una de polietilenă de joasă densitate (LDPE). Observați ce se întâmplă. Adăugați etanol în pahar și observați modificărie care au loc.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HCl gazos care se poate degaja la testul Beilstein este toxic, coroziv și foarte agresiv cu mucoasele. Acesta reactionează însă, în mare parte, cu oxidul de cupru CuO format prin arderea sârmei în flacăra becului de gaz. Clorura de cupru este iritantă pentru piele și ochi, fiind toxică dacă este înghițită. La fel este și oxidul de cupru CuO, ambii compuși fiind toxici pentru mediul acvatic. Etanolul este inflamabil, atenție la mânuirea acestuia în timpul în care se realizează testul Beilstein. Purtați halat și mănuși de protecție.

HCl (g)

Cu

$CuCl_2$

CuO

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2\ C_2H_3Cl_{(s)} + 5\ O_{2(g)} \dashrightarrow 4\ CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)} + 2\ HCl_{(g)}$

$Cu_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \dashrightarrow CuO_{(s)}$

$CuO_{(s)} + 2\ HCl_{(g)} \dashrightarrow CuCl_{2(s)} + H_2O_{(g)}$

$2\ C_2H_3Cl_{(s)} + \frac{11}{2}O_{2(g)} + Cu_{(s)} \dashrightarrow 4\ CO_{2(g)} + 3\ H_2O_{(g)} + CuCl_{2(s)}$

CONCLUZII

PVC-ul este singurul material plastic ce dă reacție pozitivă la testul Beilstein datorită faptului că este singurul polimer halogenat din colecția de mase plastice analizate.

Testul de flotabilitate relevă următoarele: Polistirenul (PS) plutește pe apă și în saramură, în timp ce polietilen tereftalatul (PET) se scufundă în ambele lichide. Polietena de joasă (PELD) și de înaltă densitate (PEHD) plutesc pe apă. Dacă densitatea amestecului se scade, adăugându-se etanol, polietena de înaltă densitate (PEHD) se scufundă la un moment dat în timp ce polietena de joasă densitate (PELD) încă plutește. Ținând cont de faptul că există sute de tipuri diferite de plastic, determinările descrise au doar un caracter orientativ, scopul final al determinării fiind ilustrarea intervalului de densitate pe care-l au masele plastice: 0,8 până la 2,0 g/cm^3.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Probele de plastic se pot utiliza în repetate rânduri. Soluțiile folosite pentru testul de flotație se pot arunca la canal. Sârma de cupru se poate curăța prin ardere când se acoperă cu un strat nou de oxid de cupru negru (CuO) și se poate reutiliza pentru altă probă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

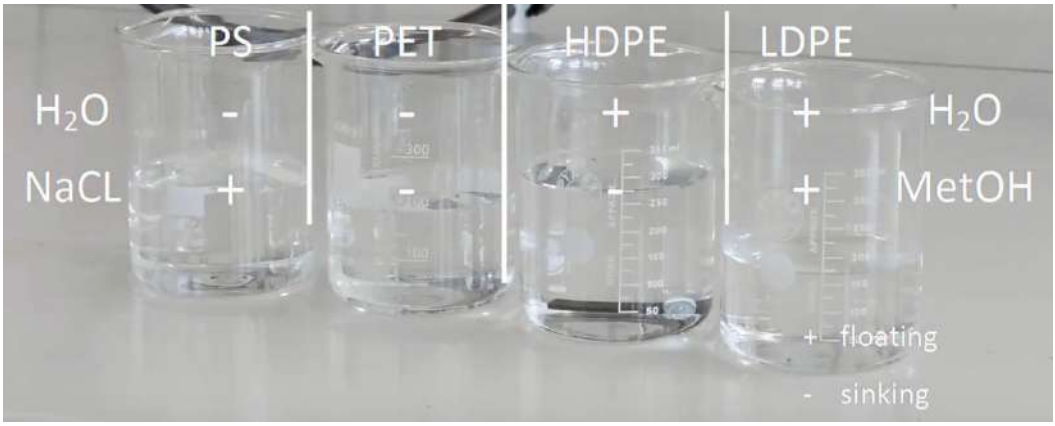


Fig. 1 Rezultatul testului de flotabilitate (PS plutește, PET se scufundă în saramură); PELD plutește în timp de PEHD se scufundă în soluție alcoolică;

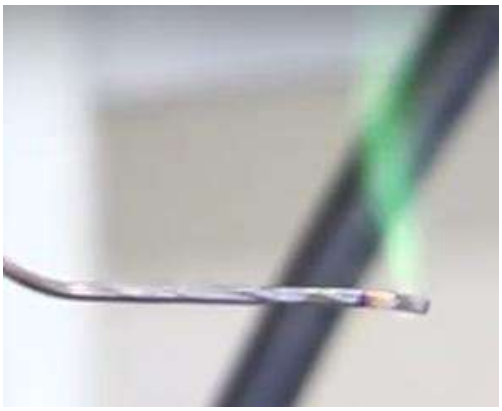


Fig. 2 Rezultatul testului Beilstein aplicat la o probă de PVC. Observați colorația verde a flăcării.

Fig. 3 Rezultatul testului Beilstein: negativ pentru polietilenă (PEHD)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.seilnacht.com/Lexikon/beilst.html (11.02.2016)
2. http://www.sinus-transfer.de/fileadmin/MaterialienBT/Leipzig/Kunststoffe_trennen.pdf (11.02.2016)

SINTEZA FENOLFTALEINEI

PREZENTARE GENERALĂ

Fenolftaleina are o largă întrebuințare ca indicator acido-bazic. Datorită efectelor cancerigene demonstrate trebuie evitată expunerea mucoaselor și a pielii la această substanță. Obiectivul sintezei prezentate mai jos este sinteza fenolftaleinei din fenol și anhidridă ftalică. [1,2,3,4]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale necesare

Suport, cleme, manșoane, agitator magnetic cu încălzire, bară magnetică, refrigenrent ascendent (pentru refluxare), tuburi de legătură, clemă de securitate, balon cu fund plat, pipetă Pasteur, flacoane Erlenmeyer cu tub lateral, filtru Büchner, trompă de vid conectată la rețeaua de apă.

Reactivi

Fenol, Anhidrida fltalică, apă distilată, etanol (p.a.), Acid sulfuric 96%

Procedura experimentală

Construți o instalație de reflux cu balonul cu fund plat și refrigerent ascendent. Așezați-o deasupra unui agitator magnetic. Adăugați în balon, în raport molar 2:1, 4,71 g fenol și 3,70 g anhidridă ftalică adăugând după aceea 1,5 mL acid sulfuric 96% (H_2SO_4). Porniți agitarea magnetică și încălziți la 150-160°C timp de 15-25 minute până când mediul devine de culoare roșu intens. Adăugați puțină apă pentru a transfera solidul în faza apoasă. După ce s-a dizolvat totul adăugați încă 150 mL apă ceea ce va determina precipitarea unui solid roșu-purpuriu. Aceasta este fenolftaleina brută. Aceasta se filtrează la vid și se spală cu 20 mL etanol fierbinte. Observați separarea unui solid alb care este fenolftaleina sintetizată pe această cale. Aceasta se poate separa și folosi la punerea în evidență a caracterului bazic al diferitor medii.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Fenol: Prezintă pericol de intoxicație dacă este înghițit, inspirat sub formă de praf sau la contactul prelungit al pielii cu această substanță. Prezintă efecte teratogene.
Acidul Sulfuric: Provoacă arsuri ale pielii și mucoaselor.
Fenolftaleina: Atenție este un compus cancerigen, teratogen provocând malformații ale fătului, provoacă iritația ochilor și a mucoaselor

Anhidrida ftalică: Provoacă iritarea ochilor și a pielii și provoacă probleme respiratorii dacă este inhalat.
Etanol: Foarte inflamabil atât în fază lichidă cât și în fază de vapori. Poate cauza iritare respiratorie și amețeală.

Fenol

Etanol

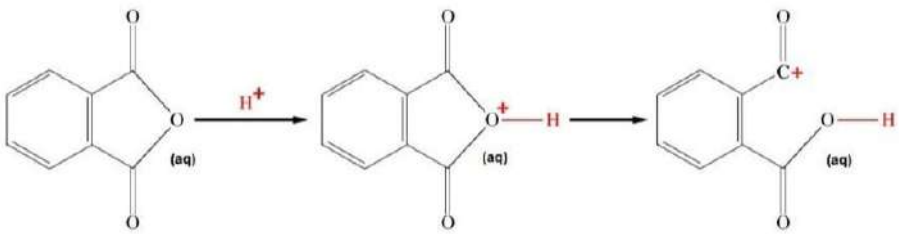
Acid sulfuric

Fenolftaleina

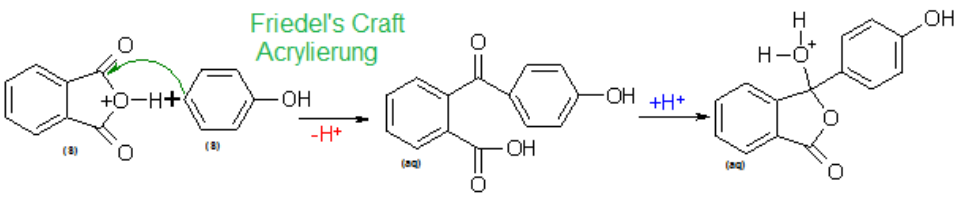
Anhidrida ftalică

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

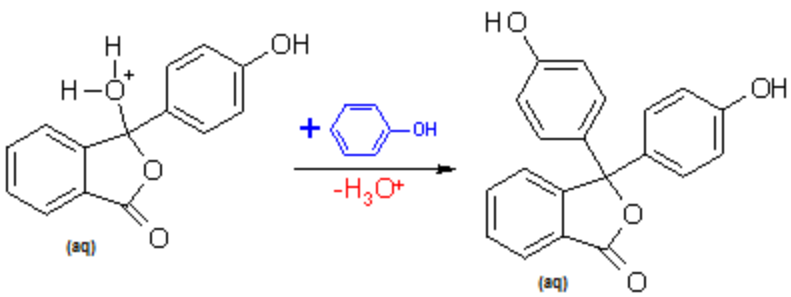
1. Protonarea anhidridei ftalice

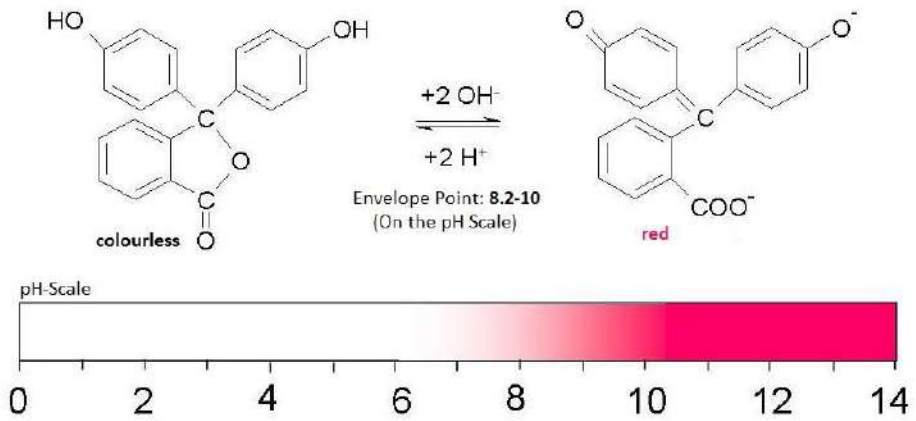


2. Reacția Friedel Crafts a fenolului cu anhidrida ftalică protonată



3. Inserarea celei de-a doua molecule





CONCLUZII

În primă fază anhidrida ftalică este protonată cu acidul sulfuric. Intermediarul format atacă fenolul provocând un proces de substituție electrofilă, în poziția para a acestuia din urmă. Molecula se stabilizează prin conectarea intermediarului de încă o moleculă de fenol ceea ce justifică raportul molar fenol:anhidridă ftalică de 2:1.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Singurul reziduu rămas este cel etanolic, rezultat de la spălarea precipitatului. Acesta se poate elimina la canal spălând cu apă din abundență.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

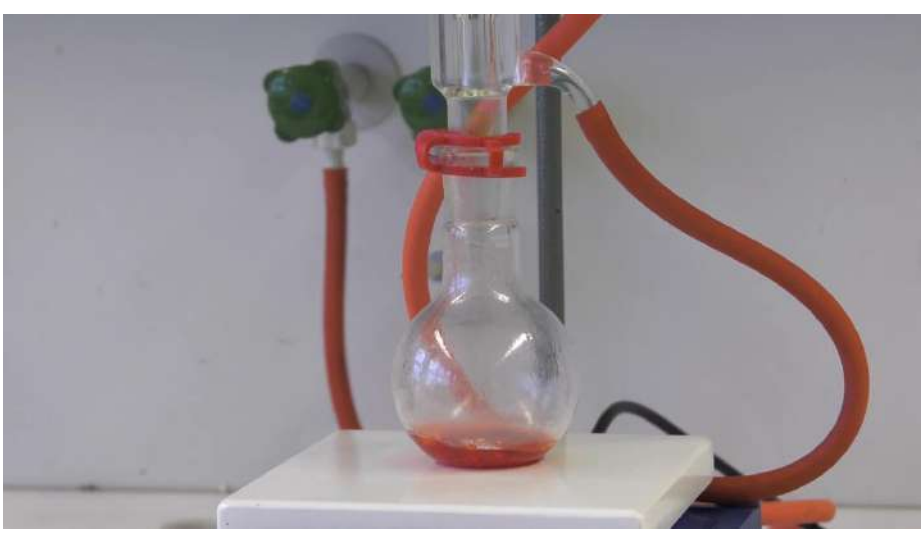


Fig. 1 Precipitarea fenolftaleinei - ultimul pas în sinteza acestui indicator

Fig. 2 Test de culoare cu bazele (NaOH și fenolftaleina)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.chemieunterricht.de/dc2/phph/phen-synthese.htm
2. http://www.seilnacht.com/Chemie/ch_pheth.htm
3. https://www.carlroth.com/de/de
4. http://www.msds-europe.com/id-486-h_p_statements_ghs_clp.html

SINTEZA ASPIRINEI

PREZENTARE GENERALĂ

În urma acestui experiment, vom prepara aspirină folosind acid salicilic şi anhidridă acetică.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Acid salicilic ($C_7H_6O_3$)
- Anhidridă acetică ($C_4H_6O_3$)
- Acid fosforic (85%) (H_3PO_4)
- Apă
- Gheaţă
- Pahar Berzelius
- Pipetă
- Piatră ponce
- Balanţe
- Seringă
- Sistem de încălzire cu baie de nisip
- Eprubetă
- Pâlnie Büchner
- Pahar Erlenmeyer
- Trepied
- Spatulă

Cântăriţi 140 de grame de acid salicilic, introduceţi-l într-o eprubetă. Adăugaţi puţină piatră ponce, două picături de acid fosforic (85%) cu ajutorul pipetei, iar apoi 0,3 mL de anhidridă acetică folosind seringa. Încălziţi eprubeta la sistemul de încălzire pe baie de nisip, evitând însă fierberea. Agitaţi încet eprubeta până ce pulberea se dizolvă complet. După 5 minute de încălzire, adăugaţi 0,2 mL de apă. După alte 2 minute de încălzire, adăugaţi alţi 0,3 mL de apă. Lăsaţi eprubeta să se răcească, până ce ajunge la temperatura camerei. Apoi aşezaţi-o în gheaţă. Izolaţi cristalele formate, filtrându-le cu o pâlnie Büchner.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

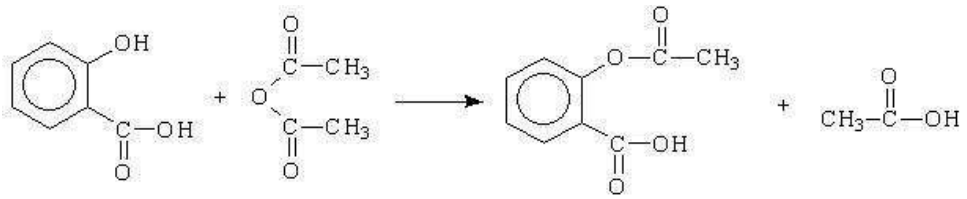
$C_4H_6O_3$

H_3PO_4

$C_7H_6O_3$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$C_7H_6O_3$ (s)+ $C_4H_6O_3$ (l) ---> $C_9H_8O_4$ (s) + $C_2H_4O_2$ (l)



MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

$C_2H_4O_2$: A se arunca în recipientul pentru deşeuri organice (OOS).
$C_9H_8O_4$: Poate fi aruncat pur şi simplu la coşul de gunoi.

PHOTO

Fig. 1 Toate materialele folosite la experiment.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.chem.latech.edu/~deddy/chem104/104Aspirin.htm
2. http://www.odinity.com/characterization-of-aspirin/

PRODUCEREA BIODIESELULUI DIN ULEI DE FLOAREA SOARELUI

PREZENTARE GENERALĂ

Moleculele de biodiesel, la fel ca și moleculele de motorină tradițională, sunt de fapt lanțuri de hidrocarburi cu 16 atomi de carbon. Structura moleculelor de biodiesel diferă de moleculele motorinei tradiționale prin faptul că au la un capăt o grupare ester metilic. Acest ester este un produs de al reacției de esterificare a acizilor cu lanț lung de atomi de carbon cu metanolul. Din acest motiv biodieselul este cunoscută din punct de vedere chimic ca un amestec de "esteri metilici ai acizilor grași" sau FAME (fatty acids methyl esther). Moleculele din biodiesel au vâscozitate mai scăzută și ard foarte bine în motoarele Diesel. De asemenea capătul esteric al acestora le face mult mai prietenoase cu mediu fiind mult mai ușor biodegradabile.

Pentru producerea biodieselului (FAME) trebuie să separăm acizii grași din structura grăsimilor și să realizăm esterificarea grupării carboxil cu grupări metil. Aceste două operații se produc într-o singură etapă printr-un proces numit *transesterificare*. Se dizolvă un catalizator (NaOH sau KOH) în metanol. Se tratează o probă de grăsime (ulei de floarea soarelui) cu acest amestec bazic când moleculele de acid gras se rup din structura glicerinei și se esterifică cu metanolul. Metanolul este consumat, însă, nu și catalizatorul. În mod obișnuit reacția are loc la temperaturi ridicate pentru a se realiza cu o viteză de reacție convenabilă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale necesare:

Mănuși, ochelari de protecție, cântar, plită, termometru, pahar Erlenmeyer de 250 mL, pahar Berzelius de 250 mL, pâlnie de separare de 250 mL, cilindru gradat de 100 mL.

Reactivi necesari:

Ulei de floarea soarelui; metanol; fulgi de KOH.

Sinteza biodieselului:

1. Turnați 30 mL de metanol într-un flacon Erlenmeyer de 250 ml;
2. Cântăriți 1.05 g de KOH;
3. Adăugați KOH la metanol în flaconul Erlenmeyer. Închideți cu un dop și agitați recipientul până când KOH se dizolvă complet; (veți

observa creșterea temeperaturii întrucât dizolvarea este exotermă).
4. Într-un pahar Berzelius de 250 mL măsurați 150 mL de ulei de floarea soarelui;
5. Încălziți paharul cu ulei de floarea soarelui la temperatura de 55-60 °C;
6. Adăugați în pâlnia de separare uleiul de floarea soarelui încălzit și amestecul alcalin de metanol;
7. Înlocuiți dopul de cauciuc de pe pâlnia de separare (asigurați-vă că este bine fixat);
8. Agitați pâlnia de separare timp de 10 minute;
9. Lăsați soluția să se așeze. După un minut-două apare separarea. Glicerina se va regăsi în stratul inferior. TOCMAI AȚI PRODUS BIODIESEL!

Testul de conversie al biodieselului (acizii grași liberi nu se dizolvă în metanol): Când producem biodiesel, este foarte important să testăm produsul obținut pentru a verifica dacă s-a produs o conversie completă. Testul detectează di- & trigliceridele eventual nehidrolizate din biodieselul produs.

Cerințe pentru test:

Fiole eșantion, seringă de 30 mL, seringă de 10 mL, termometru, metanol, biodiesel.

Mod de lucru:

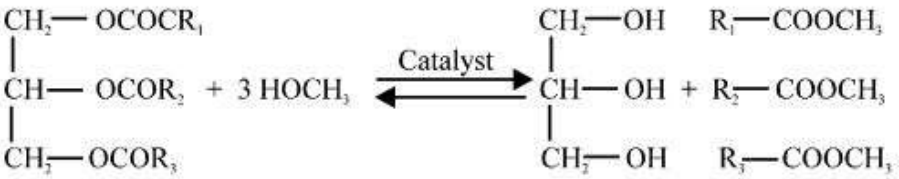
1. Măsurați temperatura biodieselului și a metanolului pentru a vă asigura că ambele sunt la termperaturi cuprinse între 19°C și 21° C; IMPORTANT: În acest test, temperatura este extrem de importantă. Dacă biodieselul sau metanolul nu au temperatura necesară, încălziți-le sau răciți-le până la temperatura cerută.
    1. Turnați 27 mL de metanol în fiola eșantion;
    2. Adăugați 3 mL de biodiesel în fiola eșantion;
    3. Închideți fiola și agitați-o ușor;
    4. Lăsați-o timp de 5-10 minute;
    5. Înclinați fiola la 45 de grade pentru 10-15 secunde;
    6. Identificați dacă se produce o separare de fază.

În urma amestecării biodieselul se dizolvă în metanol. Trigliceridele și digliceridele nu sunt solubile în metanol astfel că după agitare și repaus separarea a două lichide indică transformarea incompletă a uleiului în biodiesel în cursul reacției de transesterificare.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

CH_3OH **KOH**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



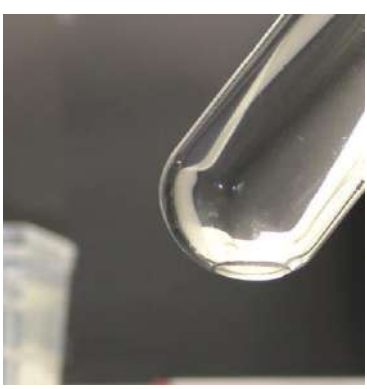
MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Depozitați toate reziduurile lichide în containere destinate colectării reziduurilor organice inflamabile.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Cerințe pentru sinteza biodieselului

Fig 2. Separarea



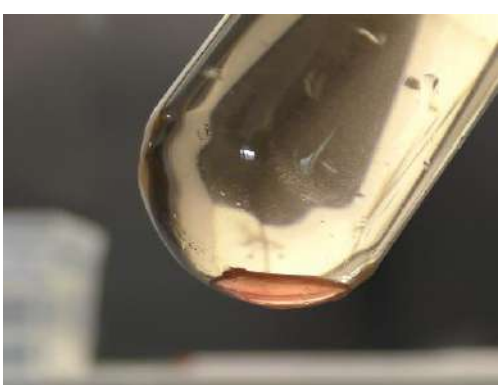


Fig 3 și 4. Testul de conversie a biomotorinei. Separarea a două faze indică realizarea incompletă a reacției de transesterificare deci sinteza incompletă a diodieselului

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://journeytoforever.org/biodiesel_make.html

REDUCEREA EFICIENŢEI DETERGENTULUI/ SĂPUNULUI SUB ACŢIUNEA APEI DURE

PREZENTARE GENERALĂ

Cu toţii venim în contact cu apa de la robinet. Concentraţia de ioni de calciu a apei diferă de la o regiune la alta. Denumirea folosită pentru apa cu o concentraţie relativ mare de ioni de calciu este cea de „apă dură”. De câte ori spălăm vasele, detergentul vine în contact cu apa, creând un strat de spumă. Aceasta este cu atât mai abundentă cu cât apa este mai puțin dură (are mai puțini ioni Ca^{2+} și Mg^{2+}). Experimentul de mai jos îşi propune să lămurească în ce măsură concentraţia de ioni de calciu a apei influenţează formarea spumei.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- 4 flacoane Erlenmeyer cu dop de plută
- Apă distilată
- soluție conținând 200 mg ioni de calciu/L ($CaCl_2$)
- Soluţie verde de curăţare (detergent)
- Cilindru de măsurare
- Pipetă
- Riglă

Mai întâi, turnaţi 10 mL de soluţie de ioni de calciu în primul flacon Erlenmeyer. Turnaţi apoi, în acelaşi flacon, 80 de mL de apă distilată şi 10 mL de soluţie verde de detergent. Agitaţi cu grijă după ce aţi închis flaconul cu dopul de plută. Măsuraţi cu precizie stratul de spumă format.

Repetaţi aceeaşi operaţiune pentru celelalte trei flacoane Erlenmeyer, modificând concentraţiile astfel:
- pentru al doilea flacon: 30 de mL de soluţie de ioni de calciu, 60 de mL de apă distilată;
- pentru al treilea flacon: 50 de mL de soluţie de ioni de calciu, 40 de mL de apă distilată;
- pentru al patrulea flacon: 70 de mL de soluţie de ioni de calciu, 20 de mL de apă distilată.

Adăugaţi câte 10 mL de soluţie de detergent în fiecare flacon Erlenmeyer.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$CaCl_2$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2\ C_{17}H_{35}COONa_{(s)} + Ca^{2+}_{(aq)} \longrightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2Ca_{(s)} + 2\ Na^{+}_{(aq)}$$

CONCLUZII

Cantitatea de spumă formată este în strânsă concordanţă cu cantitatea de ioni de calciu din apa distilată. O soluţie mai concentrată de ioni de calciu în apa distilată, echivalentul unei ape mai dure, produce mai puţină spumă deci spală cu eficiență mai mică.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

După ce aţi finalizat experimentul, turnaţi soluţia în chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

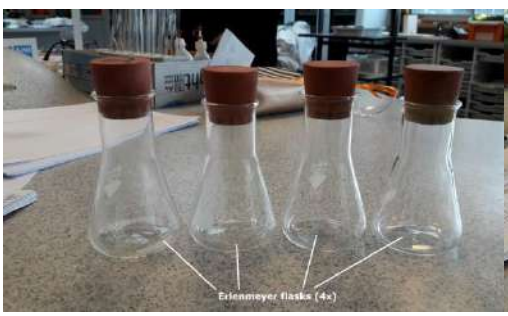


Fig. 1 4 flacoane Erlenmeyer necesare experimentului.

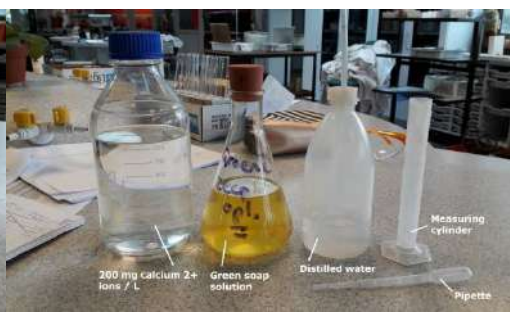


Fig. 2 200 mg sol. de ioni de calciu^{2+} /L; soluţie verde de detergent; apă distilată; cilindru pentru măsurare şi pipetă, necesare experimentului

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.waterhardheid.nl
2. Chemiekaarten (book), 15th edition 2000, pages 790 & 1195
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Soap_scum

SINTEZA NYLONULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Nylonul (nylonul 6,6) se obţine din adăugarea de clorură de sebacoil dizolvată în toluen peste o soluţie apoasă de 1,6 hexandiamină.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Vase gradate, 2 de 150 mL şi 2 de 50 ml,
- Soluţie de 1,6 hexandiamidă,
- Clorură de sebacoil dizolvat în toluen
- 2 pensete
- O baghetă de sticlă

Turnaţi 40 de mL de soluţie de 1,6 hexandiamină într-un vas gradat de 150 de mL. Adăugaţi apoi uşor clorura de sebacoil dizolvată în toluen. Puteţi observa stratul de nylon care s-a format la suprafaţa de contact dintre cele două soluții nemiscibile. Stratul de nylon 6,6 format poate fi extras cu grijă din recipient și rulat pe un băț. Pe măsură ce se rulează se formează o nouă cantitate de polimer la suprafața de contact dintre cele două soluții dând astfel impresia culegerii unui fir neîntrerupt de produs.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

1,6 hexanediamine

Sebacoil chloride

C_6H_6

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$C_6H_{16}N_{2(l)} + C_{10}H_{16}Cl_2O_{2(l)} \text{--->} C_{12}H_{22}N_2O_{2(s)} + HCl_{(aq)}$

CONCLUZII

Experimentul de mai sus a demonstrat cum se formează nylonul din punerea împreună a soluţiei apoase de 1,6 de hexandiamină şi a clorurii de sebacoil dizolvat în toluen. Nylonul se formează la suprafața de contact dintre cele două faze, faza apoasă inferioară și faza organică superioară. La suprafața de separare a celor două faze se formează nylonul care se poate trage în fire din acea zonă.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Toate deşeurile rezultate în urma testelor de sinteză şi solubilitate se aruncă în containere destinate colectării reziduurilor organice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Nylon după reacţia chimică.

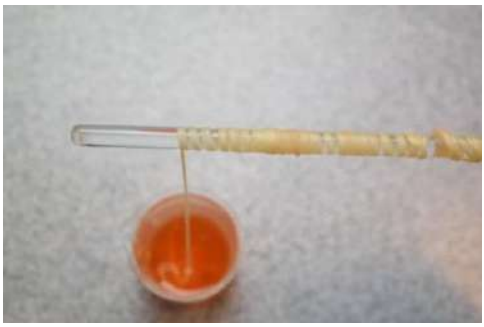


Fig. 2 Nailonul rulat pe o baghetă de sticlă.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://classes.kvcc.edu/chm130/ORGANIC-POLYMERS-updated.pdf

DETERMINAREA CONȚINUTULUI DE OXIGEN DIN AER CU AJUTORUL UNEI LUMÂNĂRI APRINSE

PREZENTARE GENERALĂ

Când aprindem o lumânare, acidul stearic reacționează cu oxigenul din mediul înconjurător. În condițiile în care arderea este completă, produșii de reacție sunt doar vapori de apă H_2O și bioxid de carbon CO_2. Culoarea galbenă a flăcării lumânării indică însă faptul că arderea lumânării este incompletă. Alături de dioxid de carbon CO_2 se produce de asemenea carbon nears C (funingine) și monoxid de carbon CO. Putem totuși presupune că (i) avem o cantitate mică de CO în comparație cu cantitatea de oxigen utilizat, și că (ii) întreaga cantitate de CO_2 eliberat la ardere se dizolvă în apă. Ținând cont de aceste două presupuneri putem organiza un experiment prin care măsurăm concentrația oxigenului în aer prin arderea unei lumânări într-un spațiu închis, până când oxigenul se consumă în totalitate. Măsurătorile noastre indică un procentaj al oxigenului de 20%, care este cu puțin mai mic decât valorile cunoscute de 21%.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale: Cilindru de sticlă, marker, vas Petri, apă colorată, lumânare subțire, monede.

Procedeu:

Fixați lumânarea în mijlocul vasului Petri utilizând puțină ceară. Puneți patru monede în jurul lumânării pentru a susține cilindrul de sticlă când îl veți așeza peste lumânarea aprinsă. Turnați apa colorată în vasul Petri. Așezați cilindrul cu gura în jos în vasul Petri și marcați nivelul inițial al apei pe cilindru. Scoateți cilindrul și aprindeți lumânarea. Cu o mișcare rapidă, așezați cilindrul de sticlă înapoi peste lumânarea aprinsă sprijinit pe cele patru monede ca în cazul anterior când s-a marcat nivelul apei. Lumânarea arde acum într-un spațiu închis, care conține o cantitate limitată de oxigen. În timpul arderii acidului stearic se consumă oxigen și se produc vapori de apă și bioxid de carbon. În timp ce este utilizat oxigenul, volumul de aer din spațiul închis se reduce, vaporii de apă formați se condensează și mare parte din bioxidul de carbon se dizolvă în apă. Reducerea volumului de gaz din spațiul lumânării conduce la creșterea nivelului apei din interiorul cilindrului până când nu mai rămâne oxigen deloc și lumânarea se stinge.

După câteva minute, când aerul din interiorul cilindrului revine la temperatura camerei, nivelul apei arată un volum de aer rămas în cilindru de 80% din volumul inițial, ceea ce ilustrează un procentaj de gaz consumat din aer de 20% ceea ce este de fapt procentul de oxigen din atmosferă.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

***Arderea completă*:**

$C_{17}H_{35}COOH_{(s)} + 26O_{2(g)} \rightarrow 18CO_{2(g)} + 18H_2O_{(g)}$

***Arderea incompletă*:**

$C_{17}H_{35}COOH_{(s)} + ?\ O_{2(g)} \rightarrow ?\ C_{(s)} + ?\ CO_{(g)} + ?\ CO_{2(g)} + ?H_2O_{(g)}$

Pornind de la premiza că marea parte a vaporilor de apă se vor condensa, vom avea o cantitate neglijabilă de CO și bioxidul de carbon de va dizolva în apă, putem deduce că reducerea volumului de aer va fi egală cu volumul oxigenului ars.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$C_{17}H_{35}COOH$ Niciun pericol

CONCLUZII

Deși în acest experiment utilizăm un echipament simplu, pentru obținerea unui rezultat sigur, trebuie urmați cu grijă următorii pași:

1. Imediat după amplasarea cilindrului peste lumânare aerul din spațiul închis se dilată. Atenție ca aerul dilatat să nu facă bule în afara cilindrului, altfel scăderea volumului măsurat este prea mare.
2. Dacă manevra de plasare a cilindrului peste lumânare este prea lentă o parte a oxigenului din cilindru se va consuma înainte ca apa să sigileze zona de ardere. În acest caz, se va măsura o mai mică scădere a volumului.
3. Putem calcula procentajul oxigenului utilizând următoarea formulă:

$$Rate\ of\ oxygen = \left(\frac{V_{cylinder\ \ start} - V_{cylinder\ \ end}}{V_{cylinder\ \ start} - V_{candle}}\right) \times 100\%$$

O lumânare subțire face mai ușoară calcularea procentului de oxigen din nivelul final al apei.

Procentul de oxigen de 20% măsurat de noi este foarte acceptabil dacă luăm în considerare toate erorile posibile ale experimentului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Acidul stearic rămas poate fi reutilizat cu alte lumânări sau poate fi tratat ca orice deșeu menajer.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

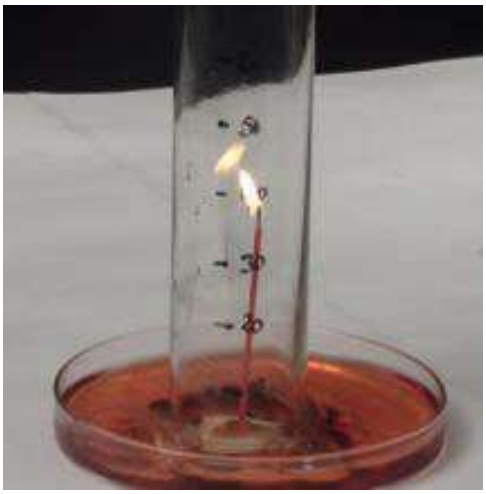


Fig. 1 Arderea lumânării în spațiul închis consumă oxigenul și creează o depresiune care va fi compensată de urcarea nivelului de lichid în cilindru

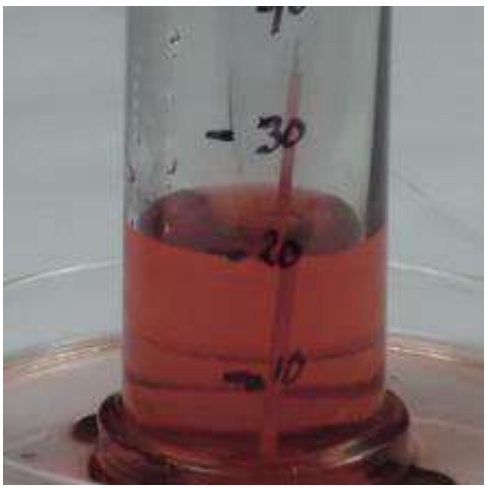


Fig. 2 Când tot oxigenul se arde se observă urcarea niveului lichidului și reducerea cu 20% a volumului inițial al gazului închis de cilindru.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://wikivisually.com/wiki/Stearic_acid

DETERMINAREA CONȚINUTULUI DE OXIGEN DIN AER (piroliză)

PREZENTARE GENERALĂ

O metodă simplă de determinare a conținutului de oxigen din aer se bazează pe utilizarea a două seringi de sticlă de 100 cm^3 conectate la ambele capete printr-un tub de cuarț rezistent la căldură și care conține un conductor de cupru sau șpan de cupru în exces. O seringă este goală iar cealaltă este umplută cu exact 100 cm^3 aer. Oxigenul din aer va reacționa cu cuprul pentru a forma oxid de cupru (II) CuO.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe:

Două seringi de sticlă de 100 cm^3 conectate la ambele capete printr-un tub de cuarț rezistent la căldură (sticla obișnuită se topește!) și care au pistonul etanț nepermițând trecerea aerului, conductor de cupru, stative, cleme pentru susținerea seringilor, arzător Bunsen.

Procedeu:

Tubul de cuarț, care conține conductor sau șpan de cupru, este conectat de două seringi de sticlă una plină cu 100 cm^3 aer și una goală, cu pistonul împins la maximum. Tubul este încălzit puternic la flacără mare cu un bec de gaz Bunsen. În acest timp se pompează aerul din seringa plină în cea goală prin intermediul tubului de cuarț. La trecerea aerului peste cuprul fierbinte acesta se va oxida generând oxid de cupru, CuO, a cărui volum este neglijabil întrucât se formează puțin, în stare solidă. Se repetă alternativ de cel puțin 50 de ori trecerile gazului din seringă astfel încât să se asigure contactul oxigenului din aerul închis de dispozitiv cu cuprul din tubul de cuarț. După o perioadă de timp observați că nivelul gazului în seringă este mai mic, din ce în ce mai mic pe măsură ce crește numărul de treceri peste Cu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

CuO

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2Cu_{(s)} + O_{2(g)} \dashrightarrow 2CuO_{(s)}$$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

CuO nu poate fi tratat ca deșeu menajer. Eliminați oxidul de cupru format într-un recipient destinat colectării reziduurilor anorganice.

CONCLUZII

Volumul gazului din tub se reduce pe măsură ce, trecând peste cupru, oxigenul din amestecul gazos reacționează formând oxid de cupru solid CuO.

La măsurătorile și calculele realizate trebuie să luăm în considerare și volumul tubului de cuarț pentru minimizarea erorilor. În experimentul nostru tubul de siliciu are un volum de 15 cm^3. La citirea finală volumul a fost de 76 cm^3. Astfel, conținutul de oxigen este:

$$Oxygen\ rate = \frac{((100+15)-(76+15))}{(100+15)} \times 100\ \% = 21\ \%$$

Tot în vederea minimizării erorilor trebuie avută în vedere realizarea măsurătorilor la aceeași temperatură, deci ansamblul trebuie lăsat să ajungă la temperatura camerei înainte de citirea volumul de gaz din seringă. Evident seringi cu pistonul care nu închid etanș nu pot fi folosite pentru acest experiment.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

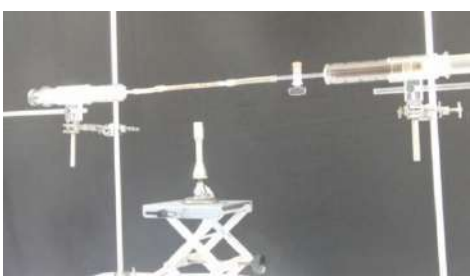


Fig 1. Pregătirea experimentului prin care se calculează conținutul de oxigen din aer.

Fig 2. Tubul de cuarț care se arde cu conductorul de cupru care prin ardere consumă oxigenul transformându-se în oxid de CuO.

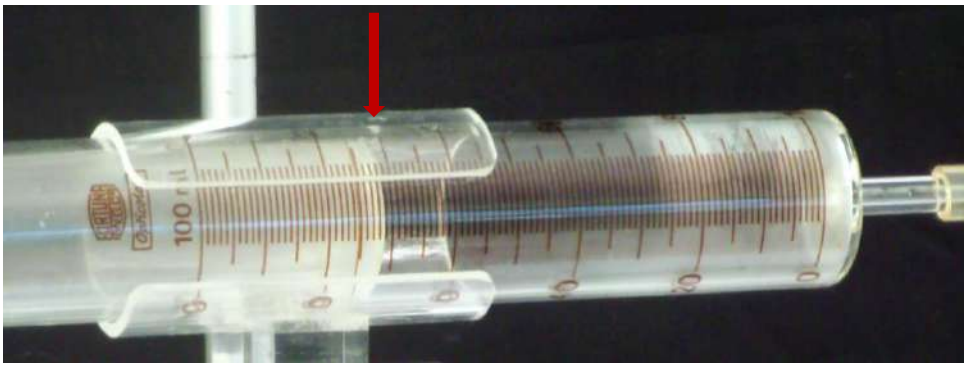


Fig 3. Citirea volumului final de gaz (76 mL)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.docbrown.info/page21/GeoChangesANS01a.htm

REACȚIA HALOFORMULUI

PREZENTARE GENERALĂ

În acest experiment vom efectua reacția haloformă. Substarturile care se pretează cu succes la acest tip de reacție sunt metil-cetonele și alcoolii secundari oxidabili la metil-cetone, precum izopropanolul. Singurul alcool primar și aldehidă care reacționează conform acestei reacții sunt etanolul și etanalul[1]. Reacția haloformă stă la baza identificării metil-cetonelor, alcoolilor secundari, etanolului și etanalului prin reacția iodoformă în analiza calitativă organică. Proba cu structura de analizat este adăugată unei soluții de NaOH and I_2. Formarea unui precipitat galben de iodoform indică prezența unuia din compușii menționați mai sus[2].

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Într-o eprubetă introduceți o cantitate mică de tinctură de iod conținând I_2 și CH_3CH_2OH, apoi adăugați câteva picături de soluție de NaOH 1M. Observați formarea instantanee a iodoformului.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Atenție; alcoolul etilic este inflamabil. Evitați apropierea de o flacără deschisă. Hidroxidul de sodiu este coroziv (caustic). Evitați contactul cu pielea. Folosiți mănuși și ochelari de protecție.

CH_3CH_2OH

NaOH

NaI

I_2

CHI_3

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$CH_3CH_2OH_{(aq)} + 4I_{2(aq)} + 6NaOH_{(aq)} \dashrightarrow CHI_{3(s)} + HCOONa_{(aq)} + 5H_2O_{(l)} + 5NaI_{(aq)}$

CONCLUZII

Folosind iod și hidroxid de sodiu este cea mai evident metodă de determinare a prezenței etanolului. Un rezultat pozitiv înseamnă apariția unui precipitat galben pal de iodoform - CHI_3. În afară de culoare, acest compus mai pote fi identificat după mirosul său carateristic asociat cu domeniul medical. Este folosit într-adevăr ca antiseptic pentru bandajele/plasturii folosiți pentru rănile minore [3].

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Combinați conținutul eprubetelor într-un pahar Berzelius, adăugați 1mL de CH_3COCH_3 pentru a neutraliza orice urmă de iod din soluție și filtrați soluția pentru a îndepărta iodoformul. Plasați iodoformul într-un container pentru deșeuri organice halogenate. Vărsați filtratul într-un container adecvat pentru deșeuri organice.

IMAGINI

Fig. 1 Începutul reacției.

Fig. 2 Precipitatul galben de iodoform.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Haloform_reaction
2. Organic Chemistry II, J. Mc Murry, Brooks/Cole Publishing Company, 1996
3. http://www.chemguide.co.uk/organicprops/carbonyls/iodoform.html

PURIFICAREA ACIDULUI BENZOIC PRIN SUBLIMARE

PREZENTARE GENERALĂ

Sublimarea este procesul de trecere a unei substanțe solide direct în fază gazoasă. Procesul invers este numit *desublimare*. Procesul de sublimare, chiar dacă nu este foarte evident, este destul de frecvent întâlnit în jurul nostru. Pe timp de iarnă hainele spălate și puse la uscat afară se usucă din cauza procesului de sublimare a apei chiar dacă temperaturile sunt mult sub 0°C. Procesul de sublimare al naftalinei este binecunoscut de mulți dintre noi. În cazul prezentării experimentelor de interacție a iodului cu magneziul sau cu aluminiul se pune în evidență sublimarea iodului datorită căldurii degajate în cursul reacției. Procesul de sublimare este uneori folosit ca metodă de purificare a unei substanțe chimice. Purificarea iodului este un exemplu clasic de utilizarea procesului de sublimare respectiv desublimare în urma căruia se poate separa iodul de nisip sau alte impurități care nu sublimează. Prezenta procedură experimentală folosește proprietatea acidului benzoic C_6H_5-COOH de a sublima în vederea separării acestuia de impurități.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Practic se amestecă într-o capsulă de porțelan o spatulă de acid benzoic cu o jumătate de spatulă de praf de cărbune. Astfel se mimează de fapt acidul benzoic impur. Peste amestec se așează o hârtie de filtru peste care se așează o pâlnie de sticlă cu gura în jos. Se așează întregul ansamblu pe o plită încălzită la o temperatură mai mică decât punctul de topire al acidului benzoic care este 122°C. Observați ce se întâmplă pe măsură ce amestecul se încălzește.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Evitați inspirația vaporilor de acid benzoic odată degajați din sistem.

C_6H_5-COOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

C_6H_5-COOH$_{(s)}$ ---> C_6H_5-COOH$_{(g)}$ ---> C_6H_5-COOH$_{(s)}$

CONCLUZII

Datorită capacității ridicate de sublimare, acidul benzoic trece la încălzire din fază solidă în fază gazoasă, trece prin porii hârtiei de filtru

și se depune pe pereții pâlniei, care sunt mai reci decât mediul de unde sublimează.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Acidul benzoic și praful de cărbune se pot reutiliza pentru o altă demonstrație a procesului de sublimare/desublimare. În cazul în care se dorește eliminarea acestora, solidele se aruncă la gunoi întrucât nu prezintă pericol pentru mediu.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Amestecarea acidului benzoic cu praf de cărbune (sus) și acoperirea amestecului cu hârtie de filtru (jos).

Fig. 2 Așezarea unui filtru de sticlă peste ansamblul realizat (sus) și încălzirea conținutului capsulei de porțelan (jos).

Fig. 3 Cristale aciculare de acid benzoic desublimate pe pâlnie

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://www.frmtr.com/kimya/814519-kristallendirme.html
2. aves.istanbul.edu.tr/ImageOfByte.aspx?Resim=8&SSNO=10&USER=2562
3. Ankara üniversitesi fen fakültesi-denel organik kimya kitabı

DETERMINAREA PROCENTULUI DE CARBON DIN ZAHĂR (PIROLIZĂ)

PREZENTARE GENERALĂ

Zahărul este un carbohidrat; în acest test vom încerca să stabilim conținutul de carbon din zahăr prin piroliză. Se incălzește zahărul într-o eprubetă desupra unui arzător Bunsen iar agitarea termică duce la descompunerea moleculelor. În mod ideal, ar trebui să apară descompunerea în carbon și apă (reacția 1). Apoi vom putea determina cantitatea de carbon printr-o simplă cântărire a resturilor solide. Totuși, în practică reacția este mai complicată. Gazul produs pare inflamabil astfel încât este foarte probabil să se formeze și hidrocarburi ușoare și/sau monoxid de carbon (reacția 2). Trebuie să interpretăm cu precauție rezultatul experimentului deoarece cantitatea de carbon care părăsește sistemul sub formă de gaz este imposibil de calculat.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale și reactivi:
Arzătoare Bunsen; eprubete; stativ; balanță; zahăr.

PROCEDEU

1. Cântăriți o eprubetă goală și notați-i greutatea pe o hârtie.
2. Puneți în eprubetă aproximativ 1 gram de zahăr și cântăriți masa acesteia (eprubeta+zahăr). Scădeți greutatea eprubetei goale pentru a obține masa zahărului și notați-o pe hârtie.
3. Atașați suportul eprubetei în partea sa superioară.
4. Încălziți eprubeta la flacără puternică, ținând-o la distanță de dvs. sau de alte persoane.
5. Conduceți gazele produse prin flacăra unui al doilea arzător pentru a stabili gradul de inflamabilitate al gazelor degajate.
6. Îndepărtați eprubeta de flacără înainte ca substanța din ea să dea pe dinafară.
7. Imediat după încetarea formării bulelor de gaz lăsați eprubeta la răcit pe un stativ.
8. Cântăriți eprubeta împreună cu noua substanță formată, calculați masa de carbon și calculați rezultatul ca procentaj al masei de carbon din zahăr.

%C = masa carbon*100/masa zahăr

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$C_{12}H_{22}O_{11(s)} \text{ ---> } 12\ C_{(s)} + 11\ H_2O_{(g)} \qquad (1)$$

$C_{12}H_{22}O_{11(s)}$ ---> $C_{(s)}$ + amestec de gaze (2)

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$C_{12}H_{22}O_{11}$ niciun pericol

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Ansamblu experimental pentru determinarea conținutul de carbon din zahăr prin metoda pirolizei

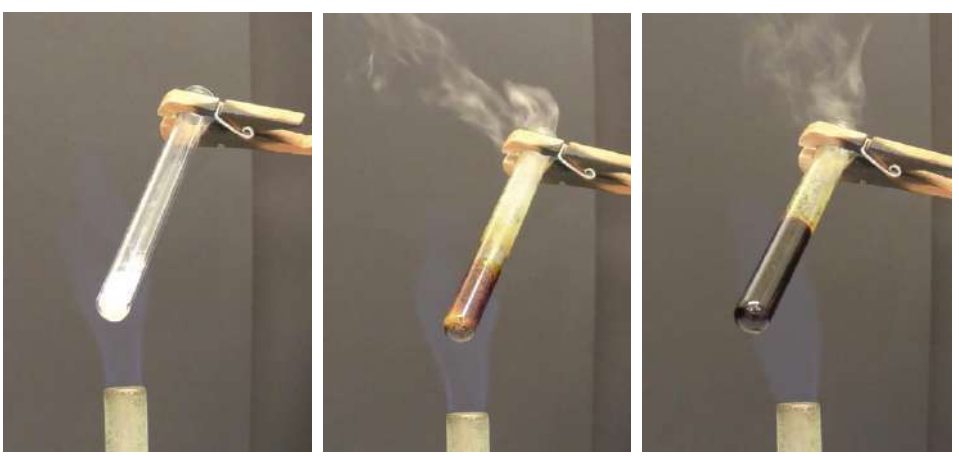


Fig 2,3,4. De la alb la negru în urma procesului de piroliză a zahărului.

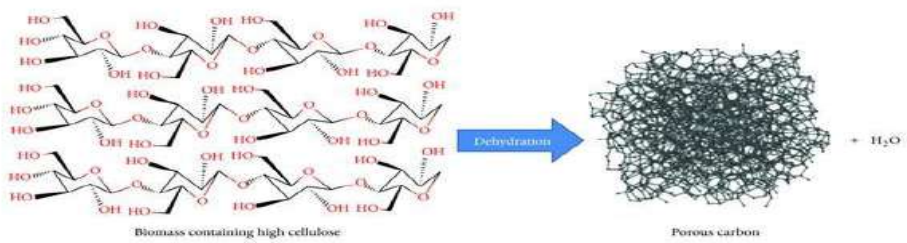
REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Pyrolysis

DETERMINAREA PROCENTULUI DE CARBON DIN ZAHĂR (DESHIDRATARE)

PREZENTARE GENERALĂ

La nivel liceal, determinarea procentului de carbon din zahăr, se poate realiza printr-o metodă simplă numită carbonizare sau piroliză (vezi experimentul anterior). Rezultatele obținute trebuie interpretate cu precauție deoarece o cantitate necunoscută de carbon se pierde sub formă de gaz, cum ar fi CO și CH_4. Rezultate cu acuratețe mult mai mare se obțin dacă se aplică metoda deshidratării zaharidelor. În imaginea de mai jos avem reprezentată deshidratarea celulozei în carbon poros [1]:



Teoretic se pot extrage 5 moli de apă per unitate de glucoză prin utilizarea acidului sulfuric concentrat pentru obținerea carbonului poros. Pe lângă faptul că reușim o determinare de mai mare acuratețe a conținutului de carbon decât în cazul pirolizei, acest proces reprezintă o "cale verde" pentru sinteza carbonului din biomasa derivată din glucoză, fără emisii de gaze cu efect de seră, metoda având ca produs final doar apa.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Materiale Necesare:

Flacoane Erlenmeyer de 250 mL, cilindru gradat de 50 mL, plită pentru încălzire, termometru, pâlnie, hârtie de turnesol roșie, hârtie de filtru, hotă, ochelari de protecție, mănuși, halat.

Reactivi:

Acid sulfuric concentrat 97%, zahăr, etanol, apă demineralizată, soluție de amoniac 25%, o sare solubilă de aluminiu $AlCl_3$.

Cu ajutorul unui cilindru gradat măsurați 10 mL de acid sulfuric concentrat și turnați conținutul într-un flacon Erlenmeyer de 250 mL. Puneți apoi în recipient 1,00 gram de zahăr. Încălziți amestecul pe o

baie de apă. Cu ajutorul unui termometru verificați ca temperatura soluției de acid sulfuric nu depășească 50°C. O temperatură de peste 50°C va conduce la o recție secundară de oxidare a zahărului, care are loc cu degajare de CO_2, și vom avea erori de măsurare. După aproximativ 30 de minute de reacție conținutul flaconului Erlenmeyer își va schimba culoarea de la gălbui la început (caramelizare) la negru intens.

Turnați acum în flaconul Erlenmeyer încet și cu multă atenție cca. 3 mL de apă. Acidul sulfuric începe să fiarbă (diluarea acidului sulfuric este un proces puternic exoterm). Așteptați ca fierberea să se oprească apoi adăugați 25 mL de apă demineralizată în care s-au introdus 0.05-0.1 grame de sare solubilă de aluminiu $AlCl_3$. Neutralizați amestecul de reacție prin adăugarea cu atenție a circa 10-15 mL soluție de amoniac 25% (proces exoterm; răciți dacă este necesar) până când pH-ul devine alcalin (verificați cu hârtia roșie de turnesol). Sarea de aluminiu va acționa ca un floculant în soluția alcalină rezultată. Lăsați flaconul Erlenmeyer în repaus și observați apoi cum se coagulează carbonul (o suspensie în care predomină grafenul) și devine o substanță filtrabilă.

Luați o hârtie de filtru cu diametru de 7 cm. Treceți amestecul lichid rezultat în urma reacției prin hârtia de filtru a cărei masă a fost măsurată anterior cu ajutorul unei balanțe. Spălați reziduul negru de pe hârtia de filtru cu 2 porții de cca. 10 mL apă și apoi treceți la spălarea finală cu etanol pur, tot 2 porții. Uscați hârtia de filtru pe o plită fierbinte la o temperatură ce nu depășește 120 ^{o}C până când atinge o masă constantă.

Calculați conținutul de carbon astfel: $\frac{\text{masă de reziduuri}}{\text{1.00 gram zahăr}} \times 100\%$

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$C_{12}H_{22}O_{11}$	Fără risc	NH_4OH	
H_2SO_4		$AlCl_3$	
C_2H_5OH			

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$C_{6n}(H_2O)_{5n(s)}$ ➔ 6n $C_{(s)}$ + 5n $H_2O_{(l)}$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Turnați în chiuvetă toate reziduurile de lichid și spălați imediat cu multă apă de la robinet.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. **1** Zahăr și H_2SO_4

Fig. 2 Culoarea se schimbă în negru

Fig. 3 Filtrarea, utilizând pompa de vid

Fig. 4 Rezultul după uscare: carbon

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

https://www.hindawi.com/journals/jchem/2013/620346/

DETERMINAREA DURTĂȚII APEI PRIN METODE TITRIMETRICE

PREZENTARE GENERALĂ

Duritatea apei este un factor important, de care trebuie să se țină cont la apa de băut sau la apele folosite la spălare. Termenul de **duritatea apei** se referă în general la prezența sărurilor de magneziu și calciu în apă. Se pun în evidență două tipuri de durități:
Duritatea temporară este cauzată de prezența bicarbonaților de calciu și magneziu {$Ca(HCO_3)_2$ & $Mg(HCO_3)_2$} care sunt transformați prin fierbere în carbonați insolubili care precipită lăsând apa mai moale.
Duritatea permanentă este dată de conținutul de cloruri și sulfați de calciu și magneziu care nu precipită odată cu încălzirea apei. [1]
Duritatea apei este exprimată în mai multe feluri, acceptându-se mai multe unități de duritate care, toate, se referă la conținutul de diferiți compuși ai magneziului și calciului și care poate fi exprimat astfel:
- *grade americane* $CaCO_3$ mg/l (sau părți per milion/ ppm);
- *grade germane* (1 °dH = 10 mg/l CaO or 17,848 ppm $CaCO_3$);
- *grade engleze* (°e or °Clark = 64,8 mg $CaCO_3$/imperial gallon (4,55 l) sau 14,254 ppm)
- *grade franceze* (°fH or °f = 10 mg $CaCO_3$/l; 10 ppm) [1]

Acasă trebuie să ajustăm dozajul detergenților în funcție de duritatea apei cu care spălăm. O apă dură va anihila o parte de detergent, astfel dozajul se impune a fi mai mare. Unele companii producătoare de detergenți recomandă pe ambalaj dozele de detergent care trebuiesc folosite în cazul diferitelor durități ale apei. Mașinile de spălat vase folosesc sare, NaCl, condiționată sub formă de cristale sau aglomerări de cristale mari, pentru a anihila efectele apelor dure.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Duritatea apei este măsurată urmând o procedură de titrare care se bazează pe virarea culorii unui indicator complexonometric: Calmagitul [2] Pentru aceasta se folosește un kit de reactivi [3] care se bazează pe o procedură de decomplexare a ionilor de Ca^{2+} si Mg^{2+}, la pH=10, din calmagit prin reacția acestora cu EDTA. Pentru o astfel de procedură există în comerț o serie de kituri de reactivi care pot fi folosiți. Majoritatea folosesc același principiu și fac uz de soluții calibrate care fac ușoară interpretarea rezultatelor titrării în termeni de duritate a apei, în funcție de volumul de titrant consumat.

Exemplul descris în continuare utilizează un set fabricat de o firmă specializată în elaborarea unor astfel de kituri de reactivi. Se ia o probă

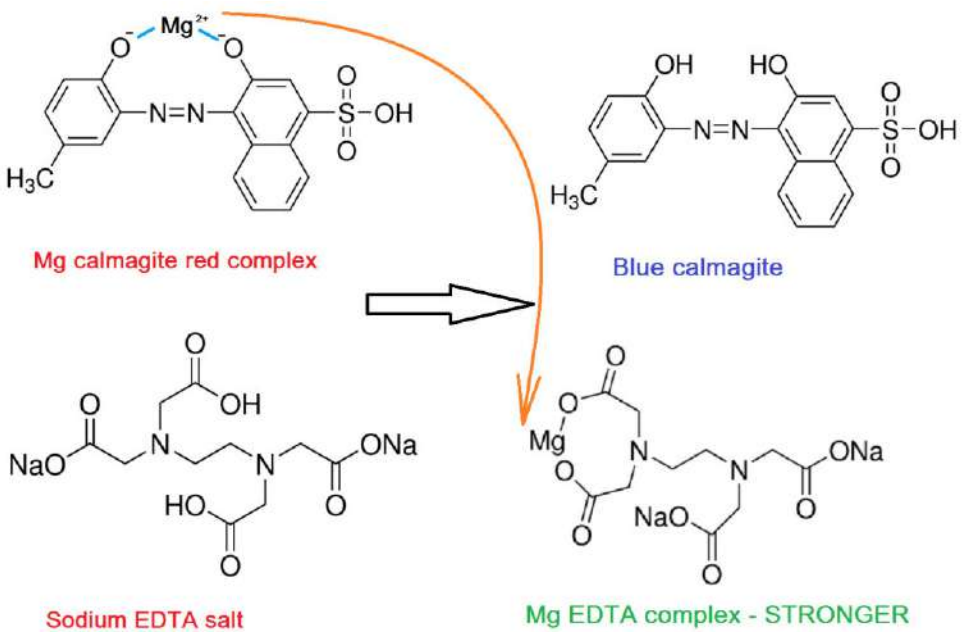
de apă de 5 mL, se tratează cu 5 picături de soluție tampon (care aduce proba la pH=10). Se adaugă o picătură de calmagit care schimbă culoarea probei în roșu. Folosind o seringă cu volumul de 1 mL se titrează amestecul până când soluția devine de culoare mov. Aceasta reprezintă sfârșitul titrării. Dacă se depășește punctul de echivalență soluția va deveni albastră. Acest lucru este posibil mai ales la probe mici (de 5ml) când o Pentru determinarea durității în ppm (mg $CaCO_3$/l) se multiplică volumul de soluție titrantă folosită cu factorul 300.

Dacă rezultatul este mic, sensibilitatea metodei poate fi crescută prin aplicarea la o probă de 25 mL sau chiar 50 mL măsurate cu mare acuratețe. În acest caz se adaugă o cantitate de reactiv tampon corespunzător probei analizate iar rezultatul se multiplică cu factorul corespunzător: x60 pentru proba de 25 mL respectiv x30 pentru proba de 50 mL.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu se pun în evidență fraze de risc pentru reactivii folosiți.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

Când se adaugă reactivul calmagit soluția devine roșie din cauza realizării unor complecși de Mg și Ca. Titrarea cu EDTA, care este un agent de complexare mult mai puternic, va coordina toți ionii Ca^{2+} și Mg^{2+} din soluție, apoi îi va scoate pe cei care sunt coordinați de calmagit, lăsându-l pe acesta din urmă necoordinat de culoare albastră. Un punct de echivalență corect se obține dacă titrarea se oprește înainte de apariția culorii albastre (când soluția devime mov). Asigurarea unui pH=10 este imperios necesară pentru a se putea face echivalența între schimbarea de culoare și momentul în care ionii Ca^{2+} și Mg^{2+} părăsesc complexul. Odată terminată titrarea, se citește volumul de soluție titrantă și se multiplică cu factorul corespunzător în funcție de volumul probei.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile finale pot fi aruncate la canal întrucât soluțiile nu prezintă pericole și nu se încadrează la nicio frază de risc.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1. La început calmagitul generează o colorație roșie datorită compexării cu ionii de Ca^{2+} și Mg^{2+}.

Fig. 2. La final toți ionii de Ca^{2+} și Mg^{2+} sunt legați de EDTA iar calmagitul devinde albastru.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Hard_water
2. https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=8396604
3. http://hannainst.com/hi3812-total-hardness-test-kit.html
4. http://community.asdlib.org/imageandvideoexchangeforum/2013/07/25/indicators-for-complexation-titrations

IDENTIFICAREA IONILOR DE ARGINT CU IONI CROMAT

PREZENTARE GENERALĂ

Argintul Ag este cunoscut încă din Antichitate grație capacității sale de a se găsi în natură în formă nativă. Acest metal a fost utilizat pentru fabricarea bijuteriilor și în industria oglinzilor. Ulterior, cu dezvoltarea tehnologică argintuuli I s-au găsit noi întrebuințări: în farmacie și în laborator. Ionii de argint Ag^+, aparținând grupei I analitice de cationi și-au găsit întrebuințarea în laboratorul de chimie fie ca agenți de precipitare (de exemplu a ionilor de halogenură (F^-, Cl^-, Br^-, I^-) fie ca și compuși coordinați (Reactivul Tollens) implicați în diferite reacții redox.

Fiind un reactiv comun deseori se impune analiza și identificarea ionilor de argint. Aceasta se face cu ioni de cromat care formează cu argintul un precipitat de culoare roșie, caracteristică de Ag_2CrO_4. [1] Capacitatea argintului de a forma complecși colorați cu ionul cromat și-a găsit utilitatea în procesele de titrare a ionilor clorură Cl^- în prezența ionilor cromat CrO_4^{2-} cu soluții standard de azotat de argint $AgNO_3$, sfârșitul titrării fiind marcat de apariția colorației roz dată de Ag_2CrO_4. (A se vedea și experimentul *Titrarea ionilor clorură cu azotat de argint*). Prezenta lucrare experimentală este ancorată în necesitatea discutării, la clasă, a conceptului de produs de solubilitate sau analiză a cationilor și anionilor.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a prezenta abilitatea ionilor de argint ($AgNO_3$) de a reacționa cu cromat de potasiu (K_2CrO_4) avem nevoie de o soluție $AgNO_3$ 0,1M și respectiv o soluție de K_2CrO_4 0,05M:

Soluția 1: Cîntăriți 0,945 g azotat de argint solid ($AgNO_3$), puneți-l într-un balon cotat de 50 mL și adăugați 25-30 mL apă distilată. Agitați pentru a asigura dizolvarea sării după care umpleți balonul până la semn. ATENȚI Folosiți apă distilată sau bidistilată pentru solubilizarea azotatului de argint. apa de robinet care conține ioni de clorură va genera un precipitat de clorură de argint (AgCl) care tulbură soluția preparată.

Soluția 2: Urmați aceeași procedură pentru a prepara 50 mL soluție K_2CrO_4 0,05M cântărind 0.487 g K_2CrO_4 și dizolvând-o în apă distilată într-un alt balon având volumul 50 mL.

Realizați experimentul într-o eprubetă. Luați 2-4 mL soluție K_2CrO_4 0,05M și adăugați peste ea, cu pipeta Pasteur o soluție de $AgNO_3$ 0,1M.

Observați precipitatul format, culoarea și aspectul acestuia. Schimbați ordinea de adăugare a soluțiilor. Notați similitudinile și deosebirile.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Mânuiți cu grijă sărurile de argint. Acestea sunt foarte agresive cu mediul, evitați ca soluțiile de argint să ajungă la canal. De asemenea ionii cromat sunt periculoși pentru mediu și pentru sănătatea oamenilor fiind iritanți, toxici și cancerigeni.[2]

$AgNO_3$ **K_2CrO_4**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2\ AgNO_{3(aq)} + K_2CrO_{4(aq)} \rightarrow Ag_2CrO_{4(s)} + 2\ KNO_{3(aq)}$

CONCLUZII

Când se amestecă azotat de argint $AgNO_3$ cu cromat de potasiu K_2CrO_4 are loc o reacție de dublă înlocuire (a se vedea ecuația reacției chimice). Cromatul de argint format, Ag_2CrO_4, este un compus roșu insolubil în apă în timp ce azotatul de potasiu este solubil fiind incolor în soluție. Ag_2CrO_4 are produsul de solubilitate $K_{SP}=1.2x10^{-12}$. Datorită faptului că ionul cromat nu mai formează colorații roșii asemănătoare cu alți ioni reacția este specifică pentru argint, având astfel aplicații analitice.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Clorura de argint AgCl are solubilitatea mai mică $S=1,34\cdot10^{-5}$ mol/L ($K_{SP}=1.8x10^{-10}$) decât cromatul de argint Ag_2CrO_4 $S=6.694x10^{-3}$ mol/L ($K_{SP}=1.2x10^{-12}$). Pentru eliminarea în siguranță a soluțiilor care conțin argint se adaugă HCl diluat care generează AgCl prin includerea aproape în totalitate a ionilor Ag^+ în precipitat. Filtrați suspensia rezultată, plasați solidul într-un container destinat colectării resturilor de argint și turnați filtratul într-un recipient destinat colectării metalelor grele.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 O soluție de K_2CrO_4 preparată pentru realizarea precipitării cu $AgNO_3$

Fig. 2 ... și rezultatul precipitării cu $AgNO_3$ 0.1M.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Bassam Z. Shakhashiri; *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 307-310
2. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx? Search_type=CatalogSearch&SearchString=POTASSIUM%20CHROMATE&SILVER %20NITRATE

TITRAREA IONILOR CLORURĂ CU AZOTAT DE ARGINT

PREZENTARE GENERALĂ

Ca o continuare a experimentului *Identificarea ionilor de argint cu ioni cromat* prezenta lucrare experimentală, puțin mai complexă decât precedenta, aduce în discuție utilitatea reacției de identificare a ionilor de argint cu ajutorul ionilor cromat în contextul în care în soluția de analizat se formează două precipitate, formarea celui de-al doilea fiind dependentă de formarea primului. Soluțiile conținând ionul clorură Cl^- se pot titra cu ajutorul soluțiilor standardizate de azotat de argint $AgNO_3$ în prezența ionilor cromat CrO_4^{2-}. Metoda poartă numele de Titrarea Mohr [1] și se bazează pe diferențele de solubilitate a clorurii de argint AgCl (albe) și a cromatului de argint Ag_2CrO_4 (roșie). Prima (AgCl) este mai puțin solubilă în apă și se va forma cu precădere în detrimentul Ag_2CrO_4 care apare, schimbând culoarea mediului din alb în roșu, după ce toți ionii clorură sunt precipitați cu azotatul de argint. Procedeul este binevenit în clasă la studiul reacțiilor de precipitare, la discutarea conceptului de produs de solubilitate sau când se analizează metode de identificare a cationilor sau anionilor.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a realiza procesul de titrare avem nevoie de soluții 0,1M de $AgNO_3$ și K_2CrO_4 soluția de titrat fiind NaCl de concentrație aproximativ 0,1M (dar nu exactă). Realizați un dispozitiv de titrare alcătuit din agitator magnetic, biuretă de 20 mL fixată pe un stativ cu cleme și un pahar Berzelius de 100 mL. Umpleți biureta cu o soluție $AgNO_3$ 0,1M. Fixați-o pe stativ. Adăugați în paharul Berzelius aproximativ 10 mL de soluție de analizat (NaCl) urmat de cîteva picături de soluție K_2CrO_4. Titrați amestecul până când coloranția din paharul Berzelius devine roz pal. citiți, pentru acest moment, volumul consumat din biuretă pentru efectuarea calculelor cantitative.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Mânuiți cu grijă sărurile de argint. Acestea sunt foarte agresive cu mediul, evitați ca soluțiile de argint să ajungă la canal. De asemenea ionii cromat sunt periculoși pentru mediu și pentru sănătatea oamenilor fiind iritanți, toxici și cancerigeni.[3]

$AgNO_3$

K_2CrO_4

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3(aq)}$$

$$2\ AgNO_{3(aq)} + K_2CrO_{4(aq)} \longrightarrow Ag_2CrO_{4(s)} + 2\ KNO_{3(aq)}$$

CONCLUZII

Precipitatul de AgCl este alb aglomerat în timp ce Ag_2CrO_4 are culoare roșu intens. Dacă ambii anioni sunt prezenți se creează o competiție între cei doi anioni pentru precipitarea cu ionii de Ag^+ care intră în soluție. AgCl are produsul de solubilitate $K_{SP}=1.77x10^{-10}$ iar Ag_2CrO_4 are $K_{SP}=1.2x10^{-12}$ [2]. Aceasta permite calculul solublităților celor două substanțe AgCl ($S=1.33x10^{-5}$ mol/L) mai scăzută decât a Ag_2CrO_4 ($S=6.694x10^{-3}$ mol/L). Când ionii de Ag^+ intră în soluție se formează cel mai puțin solubil precipitat, care este AgCl soluția devenind o suspensie de culoare albă. Când ionii clorură sunt aproape epuizați fiind prinși în AgCl adăugarea picăturilor de soluție de Ag^+ determină o colorație roz provizorie, care dispare în cursul agitării. Odată consumați toți ionii de Cl^- se formează precipitatul mai solubil de culoare roșie de Ag_2CrO_4. În acest moment culoarea mediului de reacție virează de la alb la roz. Acesta este momentul opririi titrării (punctul de echivalență pentru titrarea ionilor Cl^-) întrucât în continuare soluția ionilor de argint adăugată nu mai formează AgCl ci doar precipitatul roșu de Ag_2CrO_4. Cunoscând concentrația inițială de $AgNO_3$, volumul adăugat de $AgNO_3$ și volumul de soluție titrată se pot realiza calcule de concentrație în vederea determinării concentrației soluției de NaCl. Această procedură este deseori utilizată în industria alimentară pentru determinarea conținutului de sare de bucătărie în alimente. Din punct de vedere chimic procedura este un exemplu ilustrativ de aplicare a cunoștințelor teoretice în practica analitică.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Clorura de argint AgCl are solubilitatea mai mică $S=1,34\cdot10^{-5}$ mol/L ($K_{SP}=1.8x10^{-10}$) decât cromatul de argint Ag_2CrO_4 $S=6.694x10^{-3}$ mol/L ($K_{SP}=1.2x10^{-12}$). Pentru eliminarea în siguranță a soluțiilor care conțin argint se adaugă HCl diluat care generează AgCl prin includerea aproape în totalitate a ionilor Ag^+ în precipitat. Filtrați suspensia rezultată, plasați solidul într-un container destinat colectării resturilor de argint și turnați filtratul într-un recipient destinat colectării metalelor grele.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Soluție conținând ioni Cl^- tratată cu K_2CrO_4 gata de titrare cu azotat de argint.

Fig. 2 Adăugarea de $AgNO_3$ generează o turbiditate evidentă prin formarea AgCl.

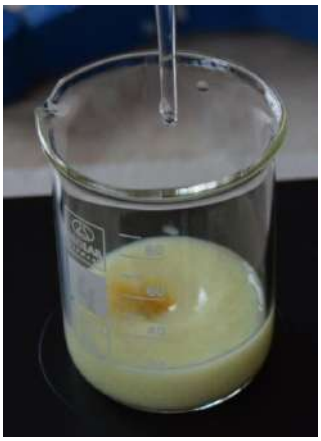


Fig. 3 La amestecarea picăturii de soluție $AgNO_3$ se formează pentru un timp foarte scurt o colorație roșie care dispare.

Fig. 4 La sfârșit precipitatul este abundent dar amestecul de reacție este tot alb.

Fig. 5 La consumarea întregii cantități de Cl^- apare precipitatul de Ag_2CrO_4 și o colorație roz.

Fig. 6 Culoarea roșie devine mai evidentă la adăugarea de exces de titrant.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.outreach.canterbury.ac.nz/chemistry/documents/chloride_mohr.pdf
2. http://www4.ncsu.edu/~franzen/public_html/CH201/data/Solubility_Product_Constants.pdf
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_ Results.aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=POTASSIUM CHROMATE& SILVER NITRATE

DETECTAREA IONILOR PRIN REACȚII DE PRECIPITARE

PREZENTARE GENERALĂ

În clasa a opta de gimnaziu elevii noștri se familiarizează cu sărurile care sunt un grup de substanțe chimice formate dintr-un ion metalic pozitiv (sau mai mulți) și ioni nemetalici încărcați negativ sau un grup de ioni cu sarcină negativă. Acești ioni interacționează prin forțe de atracție de natură electrostatică care stau la baza formării legăturii ionice. La prima vedere ar fi de așteptat ca apa să dizolve în mod egal și fără probleme fiecare compus ionic. În multe cazuri însă legăturile dintre ioni sunt atât de puternice încât asocierea în solid este mult mai favorabilă din punct de vedere energetic decât dizolvarea (de fapt, avem de-a face cu o competiție între energia structurilor solide și entropia dobândită în urma dizolvării).

Diferența de solubilitate a sărurilor poate fi utilizată în scopuri analitice. Operația de amestecare a soluției unei sări necunoscute cu o soluție de sare cunoscută și observarea apariției sau non apariției unui precipitat poate confirma prezența unor ioni (sau absența altora în funcție de răspunsul primit de la sistem).

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe: Eprubete, carbonat de cupru(II), clorură de cupru(II), azotat de cupru (II).

Procedura: Să presupunem că avem trei substanțe cristaline de culoare albastră, albastru verzui sau verde: unul dintre ele este carbonat de cupru(II) $CuCO_3$, altul este clorură de cupru(II) $CuCl_2$ și ultimul este azotat de cupru(II) $Cu(NO_3)_2$. Misiunea care ne revine este identificarea fiecărei substanțe.

Procedura este următoarea: puneți câte o mostră din fiecare substanță în eprubete separate. La început adăugați apă pentru a dizolva substanțele. Una dintre mostre nu se va dizolva; aceasta trebuie să fie carbonatul de cupru (II). Apoi va trebui să aflăm care dintre substanțele rămase este nitratul și care este clorura. Nitrații sunt întotdeauna solubili, astfel încât orice vom adăuga nitratului, acesta nu va precipita. Prin urmare, va trebui să diferențiem nitratul de clorură printr-o reacție de precipitare a clorurii. Aceasta se poate realiza cu ioni de argint pentru că clorura de argint este moderat solubilă. Răspunsul îl vom găsi prin adăugarea soluției de nitrat de argint într-una din eprubetele rămase.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1-4]

$Cu(NO_3)_2$

$CuCl_2$

$CuCO_3$

$AgNO_3$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} \dashrightarrow AgCl_{(s)}$

CONCLUZII

Comportamentul solubil al sărurilor poate fi utilizat în scopuri analitice calitative. Răspunsul la o problemă cu care ne-am confruntat pe parcursul acestui experiment l-am găsit prin efectuarea unor reacții simple și observații. Din cele trei săruri cea care nu se dizolvă în apă este carbonatul de cupru (II). Clorura de cupru (II) dă un precipitat alb de clorură de argint AgCl dacă este trataă cu $AgNO_3$. Dacă la adăugarea $AgNO_3$ conținutul nu se schimbă înseamnă că soluția verificată este de azotat de cupru(II) $Cu(NO_3)_2$.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile reziduale cu conținut de metale grele trebuie colectate și procesate corespunzător în recipienți folosiți pentru reziduuri anorganice toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Trei săruri de cupru care se verifică prin proprietățile lor de solubilitate în apă și comportamentul față de alte săruri.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikiorg/wiki/copper(ii)_chloride;
2. http://en.wikiorg/wiki/copper(II)_carbonate;
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Copper(II)_nitrate;
4. http://en.wikiorg/wiki/silver_nitrate

COMPLECȘI AI FIERULUI CU IONUL TIOCIANAT

PREZENTARE GENERALĂ

Fierul, Fe este un element chimic legat de lumea cosmică și de umanitate. Acest metal a fost prezent în cantități uriașe în timpul formării Sistemului Solar. Asociat cu nichel Ni (care se descompune radioactiv la Fe), călătorește prin cosmos sub forma meteoriților care uneori ajung și pe Pământ. Este elementul cel mai abundent de pe planeta noastră [1]. Concepte ca *"Epoca Fierului"* sau *„Revoluția Industrială"* sunt stâns legate de acest metal care, cu multiplele lui utilizări, a schimbat civilizația umană generând progres.

Are rol foarte important în construcții, tehnologie, biochimie justificând interesul manifestat pentru acest metal la orele de chimie. Din punct de vedere analitic studiul interacției ionilor de Fe^{3+} cu tiocianatul de amoniu KSCN este important întrucât permite elevilor să ia contact cu proceduri analitice (identificarea ionilor de Fe^{3+}) și respectiv să facă studii de echilibre chimice și factori care influențează echilibrele chimice (Principiul lui Le Châtelier). Soluțiile sărurilor de fier își găsesc aplicații în reacții de precipitare respectiv în sinteza diferiților complecși de fier cu aplicabilitate în folosirea cernelurilor invizibile [2] putând inflama imaginația elevilor și transforma ora de chimie într-una memorabilă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Preparați două soluții apoase: **SOLUȚIA 1**, de clorură ferică ($FeCl_3$) 3% și respectiv **SOLUȚIA 2** de tiocianat de potasiu (KSCN) 1%. Adăugați într-o eprubetă 5 mL de SOLUȚIE 2. Adăugați cu o pipetă Pasteur cîteva picături din SOLUȚIA 1. Observați ce se întâmplă în eprubetă. repetați procedura pentru cele două soluții având grade diferite de diluție și observați răspunsul dat de sistem prin amestecare celor două soluții. Notați observațiile experimentale făcute cu accent pe specificarea intensității culorilor apărute. Dacă se folosesc soluții de concentrație exactă se poate imagina o succesiune de experimente în care să se studieze efectul concentrației ionului comun asupra deplasării echilibrului chimic.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Clorura ferică $FeCl_3$ este iritantă pentru piele și toxică dacă este înghițită. Folosiți echipament de protecție (ochelari, halat, mănuși). Tiocianatul de potasiu KSCN este toxică dacă este înghițită sau inhalată. La contactul cu acizii poate elibera gaze foarte toxice (HCN sau SO_2) [3].

$FeCl_3$ **KSCN**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$FeCl_{3(aq)}$ + $KSCN_{(aq)}$ ---> $Fe(SCN)Cl_{2(aq)}$ + $KCl_{(aq)}$

$FeCl_{3(aq)}$ + 3 $KSCN_{(aq)}$ ---> $Fe(SCN)_{3(aq)}$ + 3 $KCl_{(aq)}$

$FeCl_{3(aq)}$ + 6 $KSCN_{(aq)}$ ---> $K_3[Fe(SCN)_6]_{(s)}$ + 3 $KCl_{(aq)}$

CONCLUZII

Ionii de Fe^{3+} sunt hidratați în soluții apoase formând ionul $Fe(H_2O)_6^{3+}$ de culoare galbenă. În prezența ionilor tiocianat SCN^- complexul de fier formează un nou complex de culoare roșie de $[Fe(SCN)(H_2O)_5]^{2+}$ care se formează chiar și la diluții foarte mari, având astfel aplicații analitice la identificarea ionilor Fe^{3+}. În anumite situații se oate obține o colorați roz chiar și pentru apa stătută care provine de la rețeaua de apă realizată din tevi de oțel. Dacă se folosește o concentrație mai mare a ionului tiocianat se formează precipitate abundente din cauza formării tris-tiocianatuui de fier $Fe(SCN)_3$ respectiv a complexului hexatiocianatoferat(III) de potasiu $K_3[Fe(SCN)_6]$. Acest complex poate fi privit ca un model pentru oxihemoglobina întrucât ambii sunt octaedrici și au culoare roșie. [4]

Datorită sensibilității acestei reacții, realizându-se a concentrații foarte mici ale ionului de fier(III), prezentul experiment este folosit într-o altă demosntrație expermentală la prezentarea cernelurilor invizibile (vezi *Cerneluri simpatice)*. De asemenea, datorită culorii roșu intens a complecșilor de fier cu tiocianat, aceste combinații sunt frecvent folosite în cinematografie pentru simularea rănilor sau a sângerărilor.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile de fier cu ionul tiocianat pot fi aruncate la canal dacă sunt în concentrații mici. La concentrații mai ridicate soluțiile reziduale se colectează în recipienți destinați colectării deșeurilor metalice nepericuloase. Atenție însă ca soluțiile cu care se amestecă să nu fie acide pentru a împiedica degajarea vaporilor menționați la capitolul *FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC*.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Soluție $FeCl_3$ 0.1% picurată în KSCN 0.5%.

Fig. 2 Culoarea este mult mai intensă dacă se pipetează $FeCl_3$ 3% în KSCN 0.5%.

Fig. 3 Complexul este foarte intens colorat dacă $FeCl_3$ 3% este adăugat la KSCN 1%.

Fig. 4 Complexul de hexatiocianatoferat(III) de potasiu $K_3[Fe(SCN)_6]$

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Iron
2. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge, Tokyo; VCH 1996, p 95-96
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=iron%20chloride & potassium%20thiocyanate
4. http://www.chemicalconnection.org.uk/chemistry/topics/view.php?topic=1&heading no=7

PRIMUL PIGMENT MODERN DE SINTEZĂ *ALBASTRUL DE PRUSIA*

PREZENTARE GENERALĂ

Fierul este un metal foarte important pentru celulele vii. El participă, sub formă de Fe^{3+} asociat cu biomolecule, la numeroase procese biochimice, unde își demonstrează versatilitatea prin realizarea unui mare număr de complecși. Prezenta lucrare experimentează capacitatea fierului (Fe^{3+}) de se asocia cu ionul cianură pentru a da naștere la o întreagă cămă de combinații complexe.

Clorura de fier (III) $FeCl_3$ reacționează cu hexacianoferatul(II) de potasiu $K_4[Fe(CN)_6]$ * $3H_2O$ dând naștere la un complex important din punct de vedere al istoriei chimiei respectiv al istoriei combinațiilor complexe: albastrul de Berlin sau albastrul de Prusia hexacianoferatul(II) de fier (III) $Fe_4[Fe(CN)_6]$. În ciuda existenței liganzilor cianură în complex, combinația este relativ fără toxicitate fiind folosită ca antidot în cazul intoxicațiilor cu Cs^+, Tl^+ și alte metale grele fiind folosint printre altele ca și agent antiaglomerant in sarea folosită la bucătărie sau pentru deszăpezire [2]. Fiind relativ sigur pentru oameni, care pot să ingereze 10g/zi fără să le fie pusă viața în pericol această substanță este un produs secundar al procesului de deferizare al vinurilor tratate cu hexacianoferat(II) de potasiu. Datorită faptului că hexacianoferatul(II) de potasiu $K_4[Fe(CN)_6]$ este foarte sensibil la urmele de fier(III) reacția are aplicații analitice atât la identificarea fierului în diferite mostre analitice cât și la identificarea azotului (N) în procedurile de analiză chimică organică calitativă (reacția Lasaigne).

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Preparați două tipuri de soluții:

SOLUȚIA 1; Hexacianoferat(II) de potasiu $K_4[Fe(CN)_6]$ * $3H_2O$ 3%. Soluția obținută are culoarea galben pai.

SOLUȚIA 2, Clorură ferică ($FeCl_3$) 1%, 2% și 5%. Culoarea acestei soluții este galben brun cu tendințe spre galben pe măsură ce diluția acesteia este mai mare.

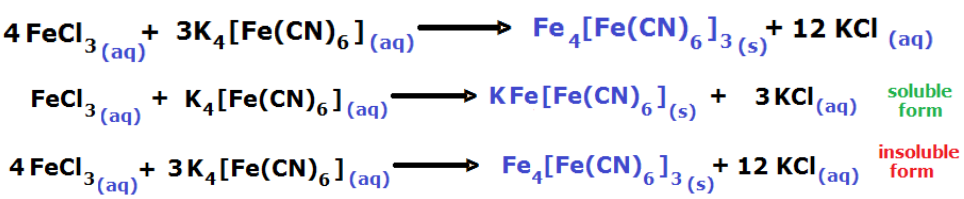
Turnați într-o eprubetă 4-5 mL Soluție 1 și adăugați în picături Soluția 2. Observați culoarea obținută. Repetați experința cu Soluția 2 de concentrații diferite.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$FeCl_3$ este iritantă pentru piele și toxică dacă este ingerată. În mod surprinzător legislația în domeniu plasează hexacianoferat(II) de potasiu $K_4[Fe(CN)_6]$ și hexacianoferat(III) de potasiu $K_3[Fe(CN)_6]$ pe lista reactivilor periculoși care trebie stocați în condiții speciale. Cu toate acestea legislația europeană nu prevede simboluri GHS pentru acești reactanți, doar fraze de risc: toxic pentru mediul acvatic, evitați eliminarea la canal. [3]

$FeCl_3$ **$K_4[Fe(CN)_6] * 3H_2O$** Toxic pentru mediul acvatic

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE [2]



CONCLUZII

Când hexacianoferatul(II) de potasiu $K_4[Fe(CN)_6]$ reacționează cu o soluție de clorură de fier(III) $FeCl_3$ se formează un complex de $KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]$. Acest complex are culoare albastru intens și fiind coloidal, dă impresia că este solubil. La adăugarea soluției de fier, sau la utilizarea unei concentrații mai mari a clorurii de fier, se formează un precipitat albastru închis de $Fe^{III}[Fe^{III}Fe^{II}(CN)_6]_3$ scris uneori ca și $Fe_4^{III}[Fe^{II}(CN)_6]_3$. Încă există o polemică în cercurile științifice dacă există compusul cunoscut sub numele de Albastru de Turbull denumit hexacianoferat(III) de fier(II) $Fe_3^{II}[Fe^{III}(CN)_6]_2$. Inițial acest complex fusese identificat ca fiind unul de sine stătător. Alți autori însă [1,4] consideră acest complex identic cu Albastrul de Berlin, $Fe^{III}[Fe^{III}Fe^{II}(CN)_6]_3$ considerând că la formarea complexului are loc un transfer intern de sarcină și oxidarea ionului de Fe(II) la Fe(III).

Datorită sensibilității foarte mari a complexului $K_4[Fe(CN)_6]$ la urme de săruri de fier(III) sinteza complexului și-a găsit utilitate practică la producerea cernelurilor simpatice. Un mesaj invizibil, scris cu o soluție diluată de $K_4[Fe(CN)_6]$, poate fi developat ulterior pulverizându-se o soluție diluată de $FeCl_3$ peste el. (vezi experimentul *Cerneluri simpatice)*

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile de complex $Fe^{III}[Fe^{III}Fe^{II}(CN)_6]_3$ pot fi aruncate la canal după o prealabilă diluare. Soluțiile de clorură ferică $FeCl_3$ se elimină în

containere utilizate pentru colectarea deșeurilor anorganice puțin toxice. Soluțiile în exces de hexacianoferat(II) de potasiu $K_4[Fe(CN)_6]$ prima dată se tratează cu clorură ferică pentru formarea compexului mult mai stabil de fier după care pot fi eliminate la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 $K_4[Fe(CN)_6$ 0.3% picurat peste $FeCl_3$ 0.1%.

Fig. 2 Culoarea compexului $KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]$.

Fig. 3 Picurând $K_4[Fe(CN)_6$ 3% peste $FeCl_3$ 0,25% generează un precipitat.

Fig. 4 $K_4[Fe(CN)_6]$ diluat (0.08%) reacționat cu $FeCl_3$ (0.5%)

Fig. 5 Soluție de complex $K_4[Fe(CN)_6]$ (0.25%) reacționată cu $FeCl_3$ (5.0%)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Bassam Z. Shakhashiri; *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 338-341
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Prussian_blue
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results.aspx ?search_type=CatalogSearch&SearchString= potassium%20ferrocyanide
4. Lee D. Hansen, William M. Litchman and Guido H. Daub; *J. Chem. Educ.*, 1969,46(1),p 46

IDENTIFICAREA NICHELULUI CU DIMETILGLIOXIMĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Elementul chimic nichel Ni este al 24-lea cel mai abundent element chimic din scoarța Pământului contribuind cam 3% la compoziția scoarței. Este al cincilea cel mai răspândit element de pe planetă după Fe, O, Mg, Si. Este un metal tranzițional din grupa VIIIB (grupa a 10-a) din Sistemul Periodic. Apare în natură în numeroase combinații, din unele dintre acestea se extrage prin procedee metalurgice. elementul chimic nichel Ni este un microelement necesar organismelor vii (mamifere, microorganisme și plante) concentrații ridicate însă ale acestui metal împiedicând dezvoltarea producând efecte toxice. Nichelul este larg utilizat în tehnică datorită proprietăților sale specifice. Este prezent în multe aliaje, se utilizează ca și catalizator și apare în anumiți pigmenți.[1] Este binecunoscut rolul nichelului, în formă de Nichel Raney ca și catalizator în reacțiile de hidrogenare a diferitelor clase de substanțe organice. La televizor mai auzim uneori: Da-mi te rog un nichel! Cu acest termen este denumită moneda de 5 cenți care a apărut în Statele Unite încă din 1866 având o compoziție 25% Ni și 75% Cu în timp ce în Canada moneda apărută în 1922 conținea 99,9% Ni. În laboratorul de chimie întâlnim o întreagă serie de reactivi ce conțin Ni: cloruri, azotați, sulfați, carbonați, acetați, hidroxizi fiecare cu utilizăr specifice. analiza acestui metal, în soluții se face cu ajutorul unui agent de chelatare: dimetilglioxima utilizată în analiza gravimetrică a nichelului sau a minereurilor de nichel. [3]

Reacția nichelului cu dimetilglioxima se pretează la clasele de liceu când se studiază combinațiile complexe, reacțiile cu formare de precipitat sau în cazul demersurilor de chimie analitică calitativă și cantitativă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru identificarea nichelului (Ni) în diferite soluții se prepară o soluție alcoolică 1% de dimetilglioxima cu care se chelatează acest ion. Această oximă este foarte sensibilă la prezența nichelului, chiar și în urme, dând cu sărurile de Ni^{2+} un precipitat roșu sau o colorație roz dacă Ni^{2+} este în diluție foarte mare.

Soluția de dimetilglioximă ~1% (m/v) se prepară adăugând la 0,5 g dimetilglioximă un volum de 50 mL etanol.

Preparați diferite soluții de săruri de Ni^{2+} cu o concentrație 0,05M. Țineți cont de faptul că sărurile de Ni^{2+} pe care le folosiți sunt în general sub formă de cristalohidrați și trebuie să țineți cont de prezența apei de

cristalizare la măsurarea cantității de sare necesară (ex. $NiCl_2*6H_2O$, $NiSO_4*7H_2O$, $Ni(NO_3)_2*6H_2O$).

De exemplu pentru prepararea a 50 mL soluție $NiCl_2$ se cântăresc 0.594 g $NiCl_2*6H_2O$, se transferă sarea într-un balon cotat de 50 mL se adaugă 30 mL apă distilată, se agită amestecul pentru a asigura dizolvarea sării și se completează cu apă la semn. Pentru 50 mL soluție $NiSO_4$ cantitatea de cristalohidrat $NiSO_4*7H_2O$ necesară este de 0,702 g.

A. Puneți într-o eprubetă 5 mL soluție de Ni^{2+} peste care adăugați în picături soluția de dimetilglioximă 1%. Observați ce se întâmplă.

B. Inversați ordinea de adăugare a reactivilor picurând soluția de Ni^{2+} peste cei câțiva mL de soluție de dimetilglioximă din eprubetă. Comparați cele două răspunsuri obținute. Diluați soluția de 10x. Repetați experimentele și notați observațiile experimentale

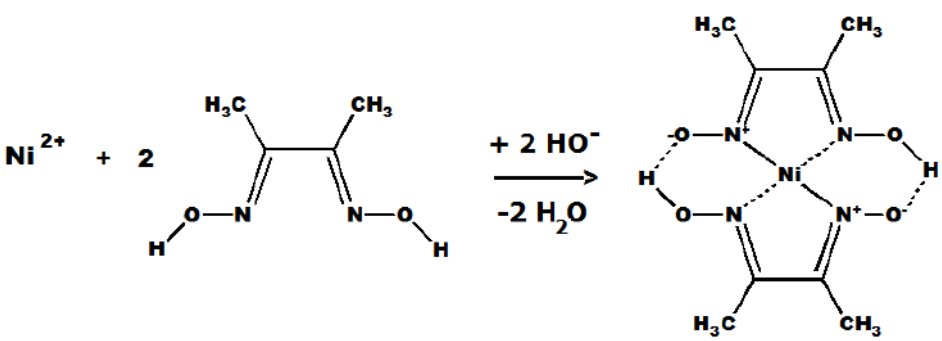
FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$NiCl_2$

$NiSO_4$

$Ni(NO_3)_2$

CHEMICAL REACTION



CONCLUZII

Când săruri de Ni^{2+} sunt prezente alături de dimetilglioximă se formează un chelat de culoare roșie, insolubil în apă [3]

A) În cazul A soluția alcoolică de dimetilglioximă 1% are densitate mai mică decât soluția apoasă de Ni^{2+}; la suprafața amestecului de reacție se formează un complex insolubil de bis dimetilglioximat de nichel(II) (vezi Fig. 1).

B) Dacă se inversează ordinea de adăugare picurându-se soluție apoasă de Ni^{2+} peste soluția alcoolică de dimetilglioximă 1%, soluția sării metalice, mai densă, se răspândește în tot volumul agentului chelatant generând o colorație roșie în tot volumul amestecului de reacție prin formarea bis dimetilglioximatului de nichel(II). (vezi Fig. 2)

Reacția este foarte specifică datorită culorii formate. De asemenea ea este foarte sensibilă punând în evidență soluții de Ni^{2+} de concentrație <0,005M. De aceea această reacție este utilizată în chimia analitică calitativă și cantitativă la identificarea și determinarea concentrațiilor soluțiilor de Ni^{2+}.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sărurile de Ni^{2+} prezită toxicitate mare, sunt cancerigene putând cauza în prima fază alergii, iritații fiind de asemenea toxice pentru mediul acvatic cu efecte de lungă durată. Soluții conținând nichel se pot trata cu lapte de var, precipitatul de $Ni(OH)_2$ se filtrează și se colectează în recipienți destinați eliminării deșeurilor anorganice puțin toxice. Filtratul poate fi eliminat la canal. [4]

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Chelatul bis dimetil-glioximato nichel(II) format la suprafața soluției apoase de $NiSO_4$ 0,015M.

Fig. 2 O soluție mai densă de $NiCl_2$ 0,15M adăugată soluției alcoolice de oximă generează complex în tot volumul soluției.

Fig. 3 Soluție de $NiCl_2$ 0,05M tratată cu dimetilglioximă 1% generează un precipitat roșu abundent, de bis dimetiglioximat de nichel(II).

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. M Kempel, G. Nikel; *Polish J. of Environ. Stud.* Vol. 15, No. 3 (2006), 375-382
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Nickel_(United_States_coin)
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Dimethylglyoxime
4. Roesky H.W., Moeckel K.; *Chemical Curiosities Spectacular Experiments and Inspired Quotes*; Weinheim NY, Basel, Cambridge; VCH 1996, page 107

ÎNDEPĂRTAREA IONILOR DE FOSFAT

PREZENTARE GENERALĂ

În urma acestui experiment, ionii de fosfat nedoriți vor fi eliminaţi din apă. Tehnica prin care această îndepărtare este posibilă se numeşte precipitare. Prin adăugarea unei soluţii de sare adecvată soluției de fosfat, ionii vor precipita. Ionii de fosfat obţinuţi vor fi ulterior folosiţi la realizarea suplimentelor de hrană pentru plante sau ca substanţe anticorozive.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Apă conţinând ioni de fosfat
- Soluţie de clorură de zinc
- Pâlnie
- Eprubete
- Hârtie de filtrare

Turnaţi apa cu ioni de fosfat într-o eprubetă, apoi adăugaţi peste aceasta o soluţie de clorură de zinc. Puteţi observa cum se produce precipitarea. Filtrați precipitatul format cu un dispozitiv obișnuit de filtrare.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$ZnCl_2$

$Zn_3(PO_4)_2$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

După scurgerea soluţiei de clorură de zinc în eprubetă, fosfaţii vor precipita conform ecuației:

$$3\ Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ PO_4^{3-}{}_{(aq)} \text{ ---> } Zn_3(PO4)_{2\,(s)}$$

CONCLUZII

Fosfaţii se precipită atunci când este folosită soluţia de clorură de zinc. Precipitatul alb format este fosfatul de zinc. Acesta se poate separa de soluția mumă printr-un procedeu de filtrare. Fosfatul de zinc se separă pe hârtia de filtru sub forma unui solid de culoare albă.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Hârtia de filtrare trebuie aruncată împreună cu deşeurile solide. Toate celelalte soluţii pot fi eliminate la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 În stânga se observă suspensia după adăugarea celor 2 soluţii. În dreapta, un flacon Erlenmeyer cu o pâlnie şi o hârtie de filtru.

Fig. 2 Precipitatul după operaţinea de filtrare.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Zinc Chloride data sheet. (2013, May 21). Retrieved January 12, 2017, from https://www.sciencelab.com/msds.php?msdsId=9927328
2. Zinc phosphate data sheet. (2008, February 29). Retrieved January 12, 2017, from http://datasheets.scbt.com/sc-251448.pdf

MĂSURAREA pH-ULUI SOLUȚIILOR CU BANDELETE INDICATOARE

PREZENTARE GENERALĂ

În acest experiment vom măsura pH-ul diferitelor soluții acide și alcaline utilizând benzile indicator. Putem spune dacă o soluție este acidă, bazică sau neutră în funcție de concentrația ionilor de hidroniu. Putem măsura cantitativ aciditatea în funcție de această concentrație. Dar deoarece aceste concentrații sunt în general foarte mici, este mai convenabil să exprimăm aciditatea în funcție de pH, care este definit ca logaritm din concentrația molară a ionilor de hidrogen luat cu semn schimbat. pH-ul este mărimea caracteristică acidității soluției și este măsurat pe o scală de la 1 la 14 [1]. Soluțiile cu un pH mai mic de 7 sunt acide iar cele cu pH-ul mai mare de 7, alcaline. Contrar credințelor populare, pH-ul poate să fie mai mic de 0 și mai mare de 14 pentru soluții foarte concentrate de acizi tari respectiv baze tari. pH-ul unei soluții se calculează după cum urmează: $pH=-\log[H_3O^+]$.

O metodă de măsurare a pH-ului este cu benzi indicatoare. Aceste benzi sunt impregnate cu soluții de indicator iar în funcție de culoarea lor poate fi determinat pH-ul soluției analizate, evident nu cu o precizie atât de mare cum este în cazul pH-metrului electronic.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Luați 5 pahare Berzelius. În primul puneți 50 mL de soluție de acid clorhidric 1 M, în al doilea 50 mL de soluție de hidroxid de sodiu 1 M, în al treilea 50 mL de apă, în al patrulea 50 mL de suc de lămâie iar în ultimul 50 mL de soluție 30% de bicarbonat de sodiu. Introduceți în fiecare pahar o bandă indicatoare și comparați culorile obținute în fiecare caz cu scala de culori de pe ambalajul testelor de pH.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Folosiți mănuși, ochelari și mască de protecție.

HCl **NaOH**

CONCLUZII

pH-ul soluției de acid clorhidric 1M este 0. pH-ul soluției de hidroxid de sodiu 1M este 14. pH-ul apei este 7, apa este neutră din punct de vedere acido-bazic. pH-ul sucului de lămâie este 3 deoarece conține acid citric, care este un acid organic slab, iar pH-ul soluției de bicarbonat de sodiu este 8 deoarece aceasta este o soluție alcalină.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Diluând acidul clorhidric la o concentrație de 5% sau mai mică și neutralizând-o cu $NaHCO_3$ la un pH neutru, soluția nu mai este corozivă și poate fi aruncată la chiuvetă. De asemenea, trebuie să neutralizați parțial soluția de NaOH înainte de a o arunca la chiuvetă. Toate celelalte soluții sunt necorozive și pot fi aruncate la chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 pH-ul soluției de HCl.

Fig. 2 pH-ul soluției de NaOH.

Fig. 3 pH-ul pentru H_2O.

Fig. 4 pH-ul sucului de lămâie.

Fig. 5 pH-ul soluției de $NaHCO_3$.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. General Chemistry, E. Gammon, Houghton Mifflin Company, Boston, 2002.

DETERMINAREA pH-ULUI CU AJUTORUL SOLUȚIILOR DE INDICATORI ACIDO-BAZICI

PREZENTARE GENERALĂ

În acest experiment vom studia comportamentul indicatorilor acido-bazici în soluții alkaline și bazice. Un indicator este o compus chimic halocromic adăugat în cantități mici unei soluții pentru determinarea vizuală a pH-ului soluției. Deci, un indicator de pH este un detector chimic pentru ionii de hidroniu sau de hidrogen din modelul lui Arrhenius. În mod normal indicatorul cauzează schimbarea culorii soluției în funcție de pH. Indicatorul este un acid sau o bază slabă care în formă ionizată are o culoare diferită de forma ne-ionizată, de exemplu în ecuația: $Hln + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$

unde forma neionizată (Hln) are o culoare diferită de forma ionizată (In^-). La adiția graduală de acid clorhidric, echilibrul este deplasat spre stânga iar soluția se colorează în culoarea corespunzătoare mediului acid. Pe de altă parte, la adiția unei baze, echilibrul este deplasat spre dreapta iar culoarea corespunzătoare se schimbă corespunzător mediului bazic.

Pentru a determina intervalul de viraj al indicatorului este suficient să scriem ecuația lui Henderson-Hasselbach:

$pH = pKa + \log [In^-] / [Hln]$ unde Ka este constanta de ionizare a indicatorului Hln.

Experimental s-a constatat că atunci când 90% sau mai mult din indicator se găsește în soluție sub forma Hln (ceea ce înseamnă că $[In^-] / [HIn] \approx 0,1$) atunci culoarea HIn prevalează în soluție. Dacă 90% sau mai mult din indicator este sub forma In- ($[In^-] / [HIn] \approx 10$) Atunci culoarea In^- prevalează în soluție. În concluzie, ecuația Henderson-Hasselbach determină intervalul de pH în care are loc schimbarea culorii soluției:

$pH = pKa + \log [In^-] / [HIn] = pKa + \log (0,1) = pKa - 1$

și

$pH = pKa + \log [In^-] / [HIn] = pKa + \log (10) = pKa + 1$

Ecuațiile de mai sus arată că schimbarea de culoare are loc într-un interval de două unități de pH. (când pH-ul are valori intre pKa + 1 și pKa - 1).

Deci în formă generală:

Dacă pH <pKa - 1, atunci soluția are culoarea determinată de forma HIn (forma ne-ionizată)

Dacă pH> pKa + 1, atunci soluția are culoarea determinată de forma In^- (forma ionizată)

Dacă pH = pKa atunci culoarea soluției este o "combinație" între culoarea determinată de forma Hln și forma In^-.

Culoarea ceaiului devine mai deschisă când adăugăm suc de lămâie. Sucul din varza roșie devine verde apoi gălbui la adăugarea unei soluții alcaline, dar se schimă înapoi în roșu la adăugarea unui acid. Turnesolul este un indicator comun pentru soluții acide sau alcaline. Acest pigment produs de diferite specii de licheni devine roșu în soluții acide și albastru în soluții alcaline. Fenolftaleina, un alt indicator, este incoloră în mediu acid și roșu-cărămizie în mediu bazic. Metil-orange-ul, un alt indicator acido-bazic, își schimă culoarea de la roșu la galben la trecerea din mediu acid în mediu bazic. Albastrul de bromtimol este galben în soluții acide și albastru în soluții alcaline [1].

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

În 5 pahare Berzelius introduceți 20 mL de HCl (1M). În primul pahar adăugați 2 picături de metal-orange; soluția devine roșie din cauza acidității. În cel de-al doilea pahar adăugați 2 picături de fenolftaleină și observați că soluția nu își modifică culoarea, rămâne incoloră. În al treilea pahar adăugați câteva picături de albastru de bromtimol și observați schimbarea culorii în portocaliu din cauza acidității soluției de HCl. În al patrulea pahar inserați o hârtie albastră de turnesol și observați că aceasta se preschimbă în roșu. În ultimul pahar adăugați câteva picături de turnesol iar soluția devine roșu deschis deoarece indicatorul este în mediu acid.

În 5 pahare Berzelius introduceți 20 mL de NaOH (1M). În primul pahar adăugați 2 picături de metal-orange; soluția devine galbenă din cauza bazicității. În cel de-al doilea pahar adăugați 2 picături de fenolftaleină și observați că soluția devine roșu-carmin. În al treilea pahar adăugați câteva picături de albastru de bromtimol și observați schimbarea culorii în albastru din cauza bazicității soluției de NaOH. În al patrulea pahar inserați o hârtie roșie de turnesol și observați că aceasta se colorează în albastru. În ultimul pahar adăugați câteva picături de turnesol iar soluția devine albastră deoarece indicatorul este în mediu bazic.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Folosiți mănuși, ochelari și mască de protecție.

HCl **NaOH**

phenolphthalein **blue bromothymol**

methyl orange

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Hln + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$$

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Diluând acidul clorhidric la o concentrație de 5% sau mai mică și neutralizând-o cu $NaHCO_3$ la un pH neutru, soluția nu mai este corozivă și poate fi aruncată la chiuvetă. De asemenea, trebuie să neutralizați parțial soluția de NaOH înainte de a o arunca la chiuvetă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Culoarea soluțiilor folosind metil-orange ca indicator.

Fig. 2 Culoarea soluțiilor folosind fenolftaleina ca indicator.

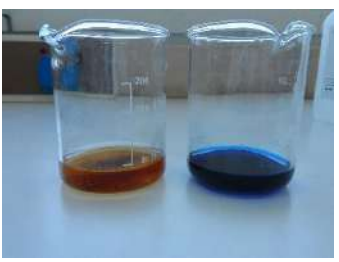


Fig. 3 Culoarea soluțiilor folosind albastrul de bromtimol ca indicator.

Fig. 4 Culoarea hârtiei de turnesol

Fig. 5 Culoarea soluțiilor folosind turnesolul ca indicator.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. General Chemistry, E. Gammon, Houghton Mifflin Company, Boston, 2009

UTILIZAREA INDICATORILOR

PREZENTARE GENERALĂ

Indicatorii sunt substanțe care sunt capabile să ilustreze anumite caracteristici ale unui sistem chimic, de cele mai multe ori printr-o schimbare evidentă de culoare. Prezența iodului de exemplu poate fi pusă în evidență cu o soluție de amidon cu care iodul dă o colorație albastră, sau invers, consumarea totală a iodului în cursul unei reacții chimice se face prin dispariția culorii albastre a amidonului din soluție.

Indicatorii sunt de asemenea utilizați pe scară largă în reacțiile acido-bazice pentru vizualizarea punctului de echivalență. Indicatorii în sine sunt fie acizi slabi fie baze slabe, acizii și bazele conjugate având culori distincte. Adăugarea a doar câtorva picături de indicator permite o observare imediată și de mare acuratețe a intensității culorilor respectiv a virajului ceea ce ilustrează schimbări în proprietăile sistemului chimic (schimbare de pH, trecerea de la caracter acid la bazic, etc).

În acest experiment vom produce un indicator acido-bazic inedit. Culoarea verzei roșii este dată de un pigment numit *cianidină,* culoare care este foarte dependentă de valoarea pH-ului. [1] Vom investiga în continuare utilizarea sucului de varză roșie ca indicator de pH.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Reactivi: 0.1 M HCl, 0.1 M NaOH, Varză roșie.
Procedura: Luați frunze de varză roșie și tăiați-le felii. Fierbeți feliile, în 500 mL apă, timp de 30 minute, în paharul gradat. Păstrați extractul în paharul gradat.

Adăugați într-o eprubetă 10 mL soluție 0.1 M HCl (pH = 1) și adăugați câteva picături de extract. Luați 1 mL din acest amestec care se diluează de 10 ori (pH = 2) și adăugați din nou câteva picături de extract. Repetați procesul de diluare pâna când valoarea pH-ului ajunge la 6. Apoi vom începe de la 0.1 M NaOH (pH = 13), în jos până vom ajunge la un pH= 8. În final adăugați la apa desalinizată câteva picături de extract. Acum puteți compara culorile la valori diferite ale pH-ului.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [2,3]

NaOH

HCl

CONCLUZII

Sucul de varză roșie prezintă mai multe schimbări de culoare în funcție de valoarea pH-ului. Cu toate că schimbările de culoare nu sunt

abrupte, acestea pot fi utilizate pentru o primă impresie pentru o gamă largă de valori ale pH-ului (0 - 14).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Toate substanțele chimice utilizate pot fi tratate ca ape reziduale.

PHOTO

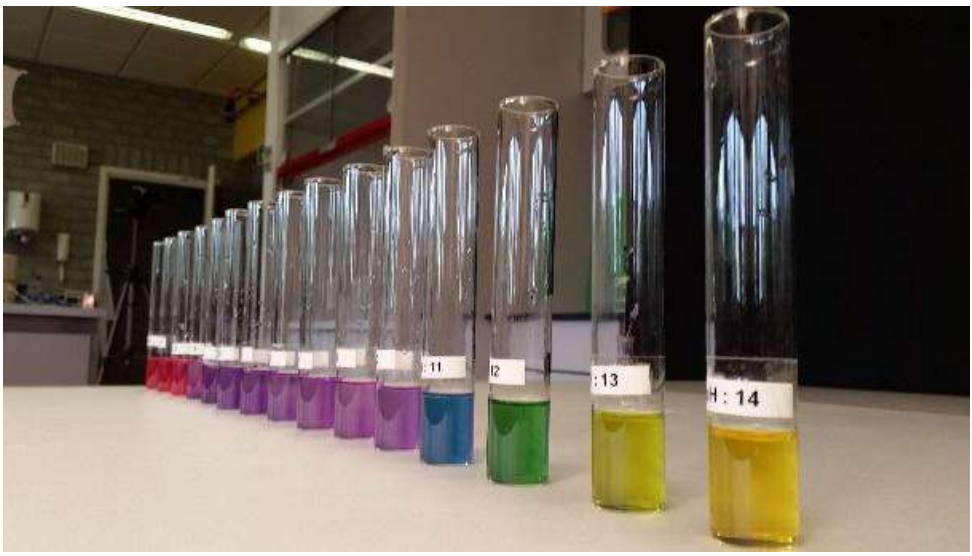


Fig 1. Culoarea sucului de varză roșie la 15 valori diferite ale pH-ului.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://chemistry.about.com/od/acidsbase1/a/red-cabbage-pH-indicator.html.
2. http://en.wikipedia.org/wiki/hydrochloric_acid
3. http://en.wikipedia.org/wiki/sodium_hydroxyde

TITRAREA CA OPERAȚIA DE ANALIZĂ CANTITATIVĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Titrimetria este o temă potrivită pentru familiarizarea elevilor cu o gamă largă de tehnici de laborator realizate cu un grad mare de acuratețe. Aceasta necesită dezvoltatea abilităților experimentale și o muncă devotată. Pentru rectificarea datelor sunt necesare și cunoștințe teoretice privind reacțiile acido-bazice. După aproximativ 15 x 50 minute de exerciții experimentale se presupune că elevii sunt pregătiți pentru testul final; sarcina lor este să efectueze întreaga succesiune de operații în cazul unei titrări acido-bazice și să lucreze singuri, fiind evaluați cu o notă care va conta la examenul/media final(ă).

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe:

Soluție de NaOH, acid clorhidric, acid acetic (oțet), acid citric (din lămâi), pipete volumetrice, biurete, pahare de laborator, baloane volumetrice.

Titrarea reprezintă o metodă clasică pentru analizele cantitative. Avem următorul principiu: trebuie determinată o anumită cantitate de compus dintr-o probă. Aceasta se efectuează prin titrare adică prin picurarea unui reactiv în soluția de analizat până când reacția este completă: până la atingerea așa-numitului ”punct de echivalență”. Echivalența însăși se manifestă printr-o schimbare drastică a unei proprietăți detectabile cum ar fi culoarea, conductibilitatea, potențialul sau aciditatea uneori pusă în evidență cu ajutorul indicatorilor. Cantitatea compusului poate fi determinată și calculată în funcție de cantitatea de reactiv utilizată și de ecuația reacției chiice care a stat l abaza punerii în evidență a acestui punct de echivalență.

În acest experiment ne vom referi strict la tritrimetrie. Punctul de echivalență este marcat de o schimbare bruscă de pH care poate fi vizibilă prin utilizarea indicatorului protrivit.

Când titrăm un acid tare cu o soluție de NaOH, ecuația este următoarea:

$$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \text{ ---> } 2\ H_2O_{(l)} \qquad (1)$$

iar pentru un acid slab avem următoarea reacție:

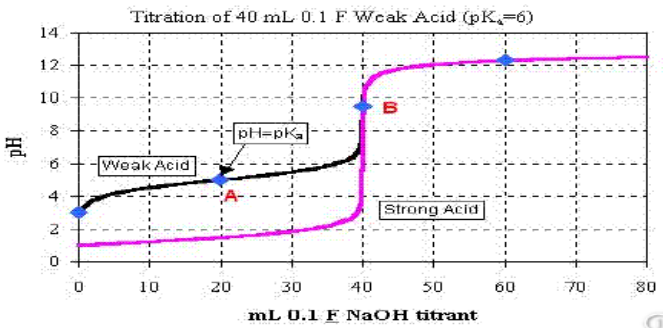
$$HZ_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \text{ ---> } Z^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \qquad (2)$$

În primul caz, punctul de echivalență este atins când avem un pH=7. În al doilea caz, punctul de echivalență este atins la un pH mai mare. Valoarea sa poate fi estimată după cum urmează:

$$[OH^-] = \sqrt{K_B . C} \qquad \textbf{(3)}$$

cu K_B constanta de bază a bazei conjugate și cu C – care reprezintă aproximativ concentrația inițială. Observați că amestecul poate fi considerat la punctul de echivalență ca o soluție bazică slabă Z^-, cu concentrația C.

Graficul din partea dreaptă ilustrează o prezentare schematică a curbelor de titrare pentru ambele cazuri



Procedeul experimental

Înainte de titrarea propriu-zisă, luați un eșantion pe care să-l diluați astfel încât valorile concentrației să ajungă la ordinul de mărime de 0,1M. Toți pașii experimentului trebuie urmați cu maximă atenție și acuratețe deoarece avem de-a face cu analize cantitative.

Stabiliți un volum precis al probei utilizând o pipetă volumetrică. Înainte de umplerea pipetei este necesar să efectuați mai multe manevre pentru a vă asigura că în pipetă aveți o concentrație neschimbată.

Umplerea pipetei volumetrice:

- spălați de două ori pipeta cu apă demineralizată;
- turnați o parte din probă într-un pahar de laborator; apoi umpleți pipeta cu soluție și rotiți-o astfel încât proba să intre în contact cu întreaga suprafață interioară a pipetei;
- turnați lichidul într-un pahar de laborator, astfel încât să atingeți întreaga sa parte interioară în timpul turnării; limpeziți încă o dată, apoi goliți paharul.
- turnați în paharul de laborator puțin dintr-o nouă probă. Repetați procedura.
- cu ajutorul unui balon, umpleți pipeta cu 3 cm mai sus de marcaj; apoi îndepărtați balonul cu ajutorul degetului arătător.
- ștergeți vârful pipetei cu un prosop de hârtie și ajustați nivelul lichidului până la nivelul marcajului reducând ușor presiunea exercitată de degetul arătător. Aveți grijă ca direcția de citire a gradației să fie

perpendiculară pe marcaj.
- apoi goliți pipeta volumetrică în paharul gradat; țineți pipeta în poziție verticală iar paharul într-un unghi de 45^0.
- așteptați 10 secunde pentru a vă asigura că pipeta este complet goală.

Umplerea balonului cotat:

- limpeziți recipientul o dată cu apă de la robinet și de două ori cu apă demineralizată;
- cu ajutorul unei pâlnii și a unei agrafe turnați mostra în recipient pentru a fi diluată;
- încet, adăugați apa demineralizată până sub marcaj;
- îndepărtați lichidul care este deasupra marcajului, cu ajutorul unei hârtii de filtru.
- adăugați apă distilată prin picurare cu ajutorul unei pipete Pasteur până la umplere; atenție ca direcția de observare să fie perpendiculară pe marcaj;
- închideți recipientul cu un dop și agitați-l cel puțin de zece ori pentru a omogeniza soluția;

Umplerea biuretei

- limpeziți de două ori cu apă demineralizată;
- limpeziți de două ori cu soluție de titrat;
- cu ajutorul unei pâlnii de sticlă umpleți biureta mai sus de zero și fiți atenți să nu existe bule de aer;
- îndepărtați pâlnia și stergeți interiorul de deasupra nivelului de lichid cu hârtie de filtru;
- picurați titrantul exact până sub nivelul zero;
- citiți volumul inițial cu două zecimale;

Odată terminate aceste pregătiri sunteți gata să efectuați titrarea în sine. Luați o parte din proba diluată din balonul cotat, limpeziți cu o pipetă volumetrică, urmând procedura de limpezire și de umplere descrisă mai sus. Turnați proba într-un flacon Erlenmeyer, adăugați 2-3 picături de fenolftaleină și apoi titrați.

Titrarea

- titrați prin picurare, agitând continuu până când este vizibilă culoarea roz pe care o așteptați. Colorarea trebuie să fie stabilă pentru cel puțin 30 de secunde.
- acum citiți și notați volumul final cu două zecimale.
- repetați titrarea cel puțin de două ori; diferențele rezultate din volumul adăugat nu sunt mai mari de 0.1 mL.

Realizați titrarea cu o soluție de NaOH 0,1M a unor soluții de acizi

folosind; acid clorhidric; acid acetic (din oțet); acid citric (din lămâi).

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC:

NaOH

HCl

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile diluate pot fi tratate ca ape reziduale.

CONCLUZII

Ca un exercițiu final, elevii trebuie să determine cantitatea de acid acetic din oțet. Tema testului practic de după este să determine cantitatea de acid citric din lămâie. Majoritatea elevilor vor găsi valori de 50-60 grame / lămâie.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

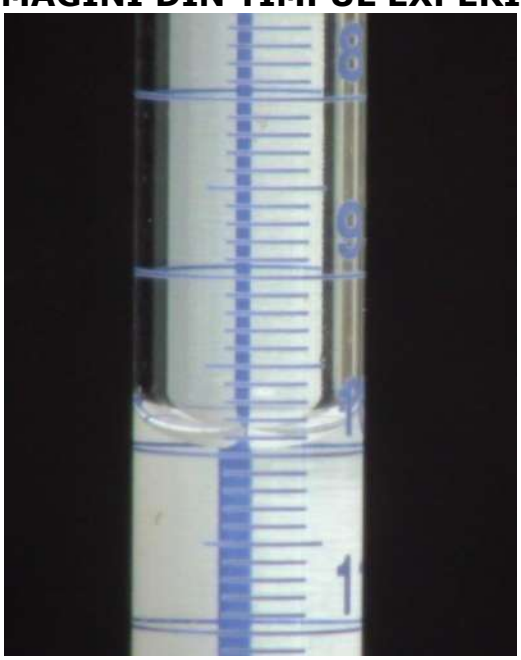


Fig 2. Un volum de titrant the 10 mL citit ținând cont de meniscul concav al soluției

Fig 3. Atingerea punctului de echivalență la titrarea unui acid cu o bază. Culoarea roz trebuie să persiste 20'' și să nu fie intensă.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Peters, Hayes and Hieftje, *Chemical separations and measurements*, Saunders Company, USA 1974.

TITRAREA ACIDULUI FORMIC CU HIDROXID DE SODIU

PREZENTARE GENERALĂ

Acidul metanoic sau formic se găsește frecvent în natură. Vă aduceți aminte cum este mușcătura de furnică? Furnicile se apără injectând o mică doză de acid formic sub pielea "atacatorului", doză suficient de mare să provoace durere. De fapt denumirea de formic provine de la latinescul *formis* = furnică. [1] Sau când v-ați urzicat … atingând frunzele sau tulpina urzicii (*Urtica dioica)*. Durerea este provocată de ace foarte fine care pătrund în piele injectând printre altele si acid formic.

Acidul formic este un acid organic, carboxilic. Aciditatea acestuia este previzibil mai mică decât HCl, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$ dar totuși superioară altor acizi carboxilici. Prezenta activitate experimentală propune titrarea acidului formic ~ 0,1M cu NaOH 0,1M și compararea curbei de titrare obținută cu cea a altor acizi minerali tari.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru aceasta se pregătește o instalație de titrare prevăzută cu agitator magnetic, un pH-metru electronic, o biuretă de 25 mL instalată pe un suport cu clemă și un pahar Berzelius de 100 mL în care se realizează titrarea. Pentru a prepara 100 mL de NaOH 0,1M trebuie să dizolvați într-un balon cotat de 100 mL 0,4 g NaOH solid.

Plasați paharul Berzelius pe agitatorul magentic, introduceți un magnet peste care turnați 10 mL soluție acid formic ~0,1M. Introduceți electrodul pH-metrului electronic și adăugați apă distilată până cand electrodul este suficient imersat în lichid. Adăugați de asemenea câteva picături dintr-un amestec de indicatori acido-bazici: metil orange și albastru de bromtimol.

Măsurați pH-ul inițial al soluției, începeți titrarea și marcați valorie de pH la fiecare adăugare de 0,2 mL soluție. Observați pH-ul soluției când apare prima schimbare de culoare. Observați la ce volum de bază adăugată apare un salt de pH. Notați când apare a doua schimbare de culoare a soluției. Continuați titrarea până când pH-ul depășește valoarea 11. Trasați curba de titrare și analizați caracteristicile acesteia. Identificați punctul de echivalență pe grafic. Reprezentați la ce interval de pH apare prima respectiv al doilea viraj al indicatorilor prezenți.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [2]

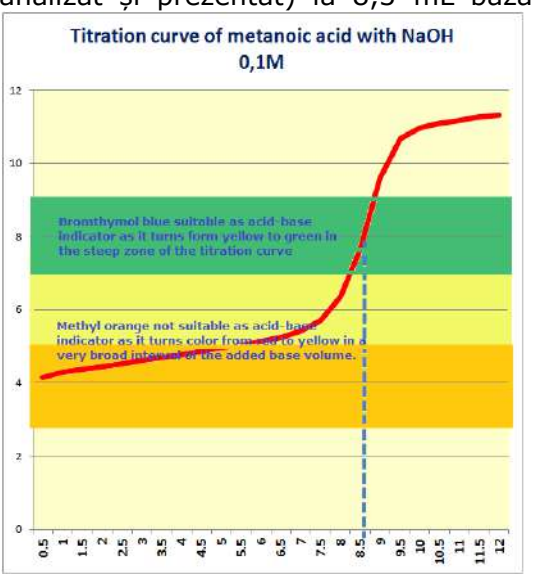
HCOOH **NaOH**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$HCOOH_{(aq)}$ + $NaOH_{(aq)}$ ---> $HCOONa_{(aq)}$ + $H_2O_{(l)}$

CONCLUZII

Dacă se folosesc soluții de concentrație sensibil egală pornind de la titrarea a 10 mL soluție de acid vom observa că prima virare nu este netă, având loc într-un interval de bază adăugată, aproximativ pe la jumătate din volumul de bază necesar pentru atingerea punctului de echivalență. Această prelungire a virării culorii de la roșu la galben poate fi atribuită caracterului tampon al amestecului de acid formic și sare de sodiu a acestuia. Datorită faptului că primul interval de viraj nu apare în zona de creștere abruptă a pH-ului din timpul titrării, este evident că metil orange-ul nu poate fi folosit ca indicator acido-bazic pentru identificarea echivalenței. Schimbarea culorii de la galben la verde este atribuită virării indicatorului albastru de bromtimol. Acesta virează de la galben la albastru dar prezența metil orange-ului galben la pH-ul de virare generează culoarea verde în final. Acest viraj este net și are loc (în cazul experimental analizat și prezentat) la 8,3 mL bază adăugată. În acel moment se observă și o creștere a pH-ului mult mai rapidă decât la începutul titrării. Dacă reprezentăm curba de titrare identificăm punctul de echivalență ca fiind punctul de inflexiune a curbei. Analizând alura curbei se observă că aceasta este diferită de curba de titrare a unui acid tare cu o bază tare. Zona de creștere bruscă a pH-ului nu este verticală ci are o înclinație aferentă capacității de tamponare a amestecului de acid și sare de sodiu a acestuia.



MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Formiatul de sodiu este un aditiv alimentar cunoscut având codul E237. Soluțiile rezultate pot fi eliminate la canal întrucât nu prezintă pericole pentru mediu.[3]

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Începutul titrării acidului formic ~0,1M cu soluție de NaOH 0,1M

Fig. 2 Sfârșitul titrării acidului formic cu NaOH. Observați culoarea verde a soluției.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Mc Murry J.E.; Hoeger C.A.; Peterson V.E.; Ballantine D.S.; *Fundamentals of General, Organic and Biological Chemistry;* Seventh Edition, 2014, Pearson New International Edition, Pearson Ed Ltd, p. 557
2. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ?search_type=CatalogSearch&SearchString=formic%20acid
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_formate

TITRAREA PERMANAGANOMENTRICĂ A UNEI SOLUȚII DE Fe (II)

PREZENTARE GENERALĂ

Reacțiile care au loc cu transfer de electroni se numesc reacții de oxido-reducere sau reacții redox. Oxidarea este procesul prin care un atom, ion sau moleculă pierde electroni crescându-și astfel numărul de oxidare. Acești electroni sunt acceptați de o altă specie chimică (atom, ion sau moleculă) care se reduce. Acest principiu elementar se poate aplica în cazul operațiilor de titrare când titrantul se reduce provocând oxidarea unui compus de titrat (sau invers). **Punctul de echivalență** se identifică atunci când compusul de titrat este în totalitate oxidat (sau redus) excesul de agent oxidant (reducător) punându-se în evidență prin schimbarea culorii sau (în cazul utilizării aparaturii specializate) prin schimbarea potențialului redox.

Permanganatul de potasiu este un agent oxidant foarte mult utilizat în chimia analitică datorită versatilității sale ridicate. Operația de titrare care folosește permanganatul de potasiu poartă numele de permanganometrie. Utilizarea permanganatului de potasiu în titrările redox are anumite avantaje:
- este un agent oxidant foarte puternic
- este colorat putându-se pune astfel în evidență punctul de echivalență
- este ieftin

Dezavantajle titrării cu soluție de permanganat de potasiu sunt:
- este instabil în solție descompunându-se spontan
- utilizarea acidului sulfuric ca mediu acidifiant poate conduce la reacții secundare.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Reacția de oxidare a Fe(II) cu soluție acidă de permanganat de potasiu ($KMnO_4$) este una din numeroasele reacții care se pot da ca exemplu de reacție redox permanganometrică care se poate realiza demonstrativ cu elevii de liceu.

Practic umpleți o biuretă de 25 mL cu soluție de $KMnO_4$ 0,02M. Adăugați într-un flacon Erlenmeyer 10 mL soluție $FeSO_4$ cu concentrația aproximativ 0,02 M și 1 mL sol H_2SO_4 0,2M. Titrați soluția acidă de Fe(II) cu soluția de permanganat până când apare o colorație roz pal. Dacă culoarea nu se schimbă după 15 secunde înseamnă că s-a ajuns la punctul de echivalență. Dacă soluția se decolorează în acest interval de timp se adaugă încă o picătură până când colorația devine stabilă. Citiți

volumul de permanganat de potasiu pentru calcule cantitative de concentrație pe care le veți face ulterior.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Permanganatul de potasiu este substanță puternic oxidantă. Evitați contactul acesteia cu compuși inflamabili.

$FeSO_4$

H_2SO_4

$KMnO_4$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \text{---> } 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$
$10\ FeSO_4 + 2\ KMnO_4 + 8\ H_2SO_4 \text{---> } 5\ Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8\ H_2O$

CONCLUZII

În cursul reacției de titrare fierul bivalent se oxidează la fier trivalent ionii sulfați necesari fiind furnizați de acidul sulfuric ce oferă și protonii necesari formării apei. Manganul din permanganat cedează 5 electroni reducându-se la sulfat de mangan (II). Sulfatul de mangan $MnSO_4$ nu este colorat iar când reacția de oxidare atinge punctul de echivalență orice picătură de exces de permanganat de potasiu colorează mediul de reacție în roz indicând oprirea titrării.

La finalul reacției urme de Fe(II) pot exista încă în sistem, reacția de oxidare având loc cu viteză mai mică. Din această cauză este necesar un timp de așteptare de 15 secunde pentru a permite tuturor reactanților să interacționeze. Dacă culoarea roz dispare înseamnă că soluția de permanganat este redusă fiind nevoie de încă o picătură (sau mai multe) până la atingerea punctului de echivalență.

Cunoscând volumul inițial al soluției de sulfat de fier introdus cât și volumul de permanganat de potasiu cu care s-a titrat proba se pot face calcule de concentrație pentru aflarea concentrației exacte de sulfat de fier introdusă ($FeSO_4$).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Eliminați toate soluțiile folosite într-un container destinat colectării deșeurilor anorganice puțin toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Soluția galbenă de sulfat de fier (II) înaintea adăugării H_2SO_4.

Fig. 2 Titrarea cu soluție de permanganat de potasiu după acidifierea sulfatului de fier.

Fig. 3 Punctul de echivalență la titrarea permanganometrică

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://gida.gumushane.edu.tr/user_files/files/NicelAnaliz.pdf
2. http://megep.meb.gov.tr/mte_program_modul/moduller_pdf/Permanganometri.pdf

TESTUL DE ALCOOLEMIE

PREZENTARE GENERALĂ

Combinația dintre alcool și conducerea autovehiculelor este una foarte periculoasă. Din acest motiv, în majoritatea țărilor, concentrația alcoolului în sânge nu este permisă (România) sau este permisă până la 0,5‰, iar pentru șoferii începători și pentru profesioniști este chiar mai mică.

Polițiștii au în dotare aparate pentru testarea alcoolemiei numite ”etiloteste” [1]; un tub mic, închis la ambele capete cu dopuri, ce conține dicromat de potasiu în mediu de acid sufuric condiționat pe silicagel. În prezența alcoolului pe care un subiect îl expiră prin tub are loc o reacție redox care transformă culoarea portocalie în verde. Modelul etilotestului poate fi privit ca un tub umplut cu o substanță portocalie care se transformă în verde la trecerea prin etilotest. Dacă porțiunea verde a etilotestului este mai mare după contactul cu aerul expirat de dumneavoastră, nu vi se mai permite să conduceți autovehiculul și trebuie să mergeți la secție pentru analize suplimentare. În acest experiment vom simula, cu echipamente de laborator, reacția redox de identificare a alcoolului etilic din respirația unui șofer aflat sub influența băuturilor alcoolice.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Reactivi: Dicromat de potasiu, acid sulfuric 5 M, silicagel.

Echipament: Tuburi de sticlă de 15 cm lungime, diametru 0.5 cm, vată, cilindru gradat, furtun de cauciuc, seringă, bețișoare din lemn.

Procedeu:

Primul pas este producerea amestecului din 0,2 grame dicromat de potasiu și 10 grame de silicagel. Adăugați câteva picături de acid sulfuric. Acestea trebuie efectuate cu mare grijă într-un cilindru gradat deoarece la primul contact amestecul este foarte probabil să stropească. Continuați amestecarea pâna când gelul absoarbe lichidul în totalitate.

Construiți etilotestul de laborator. Într-un capăt al tubului de sticlă se introduce puțină vată cu ajutorul bețișorului. Vata nu trebuie îndesată prea tare pentru că trebuie să permită circulația aerului fără prea mare greutate. Apoi se pune amestecul de silicați gel pe o lungime de 10 cm din tub. Celălalt capăt se blochează de asemenea cu vată. Îmbibați un tampon de vată în alcool și puneți-l în seringă. Aceasta este conectată la tubul de sticlă printr-un furtun de cauciuc. Apoi vaporii de alcool sunt presați pentru a trece prin patul de silicați și culoarea se va transforma din portocaliu în verde.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC *[2,3]*

$K_2Cr_2O_7$

$Cr_2(SO_4)_3$

H_2SO_4

CH_3COOH

C_2H_5OH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14\ H^+(aq) + 6\ e \rightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 7\ H_2O(l)$ **(1)**

$C_2H_5OH(aq) + H_2O(l) \rightarrow CH_3COOH(aq) + 4\ H^+(aq) + 4\ e$ **(2)**

Per total:

$2\ Cr_2O_7^{2-}(aq) + 16\ H^+(aq) + 3\ C_2H_5OH(aq) \rightarrow$

$4\ Cr^{3+}(aq) + 3\ CH_3COOH(aq) + 11\ H_2O(l)$ **(3)**

CONCLUZII

S-a construit un etilotest cu ajutorul unui echipament simplu de laborator. Vaporii de alcool sunt conduși peste silicagelul îmbibat cu dicromat de potasiu în mediu acid. Acesta oxidează alcoolul la aldehidă agentul oxidant trecând de la dicromat $Cr_2O_7^{2-}$ portocaliu la crom(III) Cr^{3+} de culoare verde. Deci reacția este pozitivă, acest proces mimând înverzirea etilotestului ca semn că persoana respectivă a consumat băuturi alcoolice.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Substanțele care conțin crom trebuie colectate în recipiente speciale destinate colectării reziduurilor anorganice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Organizarea experimentului

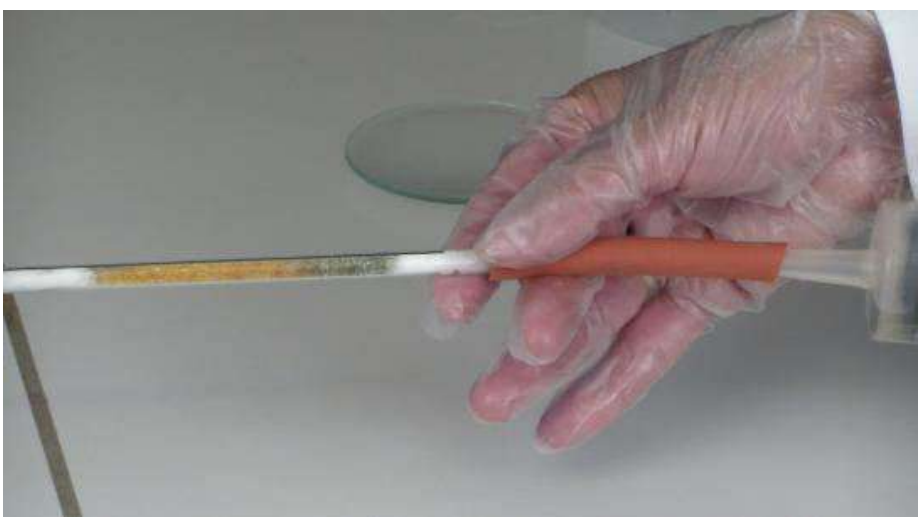


Fig 2. Schimbarea culorii din portocaliu în verde după contactul cu vaporii de alcool.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/breathalyzer
2. https://en.wikipedia.org/wiki/potassiumdichromate
3. https://en.wikipedia.org/wiki/chromium(III)sulphate.

TITRAREA ACIDULUI FOSFORIC CU BAZE ALCALINE

PREZENTARE GENERALĂ

Acidul fosforic H_3PO_4 este foarte important pentru celulele vii, influențând echilibrele biologice acido/bazice din organism, apărând în procesele biochimice de stocare și eliberare de energie, având rol în diviziunea celulară, fiind prezent în AND, ec. Fiind un acid tribazic, regularizează pH-ul mediilor biologice prin mai multe echilibre acido/bazice. Aceste roluri multiple justifică discuții pe marginea acestui subiect cu elevii de liceu la orele de chimie.

Prezenta procedură experimentală propune analiza curbei de titrare a unei soluții de acid fosforic cu baze alcaline. Se ating astfel concepte ca neutralizarea acido/bazică, titrare acido/bazică, măsurări de pH și reprezentarea grafică a rezultatelor măsurătorilor. Procesul de titrare este vizualizat pe un grafic numit curba de titrare, în care pH-ul soluției este reprezentat în funcție de volumul de bază adăugat în soluția de titrat. [1] Scopul lucrării este evidențierea faptului că un acid polibazic cedează protonii în etape, în funcție de constantele de aciditate. Folosind graficul se pot determina punctele de echivalență și se pot estima constantele de aciditate ale diferitelor specii implicate (pK_a).

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

În cadrul prezentei proceduri experimentale acidul fosforic tribazic H_3PO_4 este neutralizat cu o bază alcalină (monoacidă). Două metode diferite sunt aplicabile în acest caz:[2]

1. Titrarea a 10 mL H_3PO_4 aprox. 0.1M cu o soluție de bază alcalină 0,1M măsurând pH-ul soluției, la fiecare 0,5 mL bază adăugată acidului. se poate avea în vedere compararea procesului de titrare cu NaOH respectiv cu KOH de aceeași concentrație.

2. A doua variantă are în vedere același proces de titrare dar folosind pe lângă pH-metru și un amestec de indicatori acido/bazici pentru evidențierea punctelor de inflexiune a curbei de titrare (respectiv punctele de echivalență aferente diferitelor etape de neutralizare ale acidului). Se folosește un amestec de indicatori (metil orange cu albastru de bromtimol). Această variantă oferă operatorului oportunitatea de a pune în evidență punctele de echivalență pe baza virării culorii indicatorului bazându-se pe observarea saltului de pH în aceste puncte.

Un prim exemplu de titrare respectă următoarea procedură: Umpleți o biuretă cu o soluție proaspăt preparată de KOH 0,1M și fixați-o pe un stativ. Turnați într-un pahar Berzelius înalt, de 150 mL, 20 mL soluție 0,1M de acid fosforic H_3PO_4. În paralel montați un pH-metru digital, calibrați aparatul dacă este nevoie și așezați-l lângă paharul cu soluția de titrat. Așezați paharul pe un agitator magnetic și introduceți în acesta senzorul pH-metrului orientându-l de așa manieră încât să fie cât mai aproape de pereții paharului dar să nu-l atingă. Dacă nivelul soluției nu este suficient pentru a acoperi zona activă a senzorului de pH adăugați puțină apă distilată acidului fosforic. Datorită necesității inserării unui senzor de pH nu se poate folosi pentru titrare un flacon Erlenmeyer. Adăugați un magnet în soluție și porniți agitarea. Începeți titrarea respectând principiul adăugării lente, în picături a soluției titrante.

a) Dacă folosiți o biuretă de 50 mL veți reuși să atingeți două puncte de echivalență fără să o reumpleți. Erorile de citire ale volumelor vor fi mai mari însă din cauza dimensiunii biuretei.

b) pentru creșterea acurateței citirilor puteți folosi o biuretă de 20 mL care conține însă o soluție de KOH 0,2M. Punctele de echivaleță se vor pune astfel în evidență după ce s-a adăugat 1/2 (respectiv 1/1) din volumul soluției inițiale de titrat.

Citiți pH-ul soluției la fiecare 0,5 mL de bază adăugată. Repetați experimentul cu o soluție de NaOH 0,1M respectiv 0,2M. Trasați curba de titrare reprezentând pH-ul soluției în funcție de volumul de bază adăugat. Comparați cele două grafice și interpretați rezultatele.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Bazele alcaline și soluțiile concentrate de acid fosforic sunt corozive. Mânuiți cu grijă soluțiile! Procedați cu atenție când umpleți/reumpleți biureta pentru a preveni scurgerile accidentale de soluții alcaline.

H_3PO_4 **KOH, NaOH**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$H_3PO_{4(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaH_2PO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NaH_2PO_{4(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2HPO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

CONCLUZII

Curba de titrare se trasează pe hârtie milimetrică. Pe aza 0x notați volumele de soluție titrantă adăugate. Pe aza 0y notați pH-ul corespunzător punctelor marcate pe 0x. Trasați graficul printre puncte. Observați cele două puncte de inflexiune ale graficului: acestea sunt corespunzătoare celor două puncte de echivalență când întreaga

cantitate de H_3PO_4 a trecut în $H_2PO_4^-$ și respectiv cânt toată cantitatea de $H_2PO_4^-$ a trecut în HPO_4^{2-}. Observați că nu puteți pune în evidență cel de-al treilea punct de inflexiune aferent transformării HPO_4^{2-} la PO_4^{3-}. Pentru calcularea pK_a corespunzător celor două trepte de ionizare trebuie să calculăm de pe grafic pH-ul punctului aflat la jumătatea intervalului dintre punctul de plecare și primul punct de echivalență respectiv pH-ul punctului aflat la jumătatea intervalului dintre cele două puncte de echilvalență. În aceste puncte pH=pKa deci pKa_1 corespunde echilibrului $H_3PO_4/H_2PO_4^-$ respectiv pKa_2 corespunde etapei de neutralizare $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$.[3]

În cazul în care titrarea se face în prezența indicatorilor acido/bazici metil orange și albastru de bromtimol, primul viraj al indicatorului de la portocaliu la galben are loc la un pH = 4,47 situat în zona abruptă a graficului pentru primul punct de echivalență. Cel de-al doilea viraj se observă la un pH = 7,68 puțin înainte ca pH-ul să crească brusc din cauza atingerii celui de-al doilea punct de inflexiune. În lipsa altui indicator însă, care să vireze într-un interval de pH puțin mai înalt și albastrul de bromtimol poate fi folosit ca măsură a atingerii celui de-al doilea punct de echivalență. În acest caz ne asumăm erori negative în citirea volumelor la care se neutralizează complet $H_2PO_4^-$ la HPO_4^{2-}.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Niveluri de fosfat în ape sunt asociate în general activității umane. Niveluri ridicate de fosfați în ape tulbură echilibrul ecosistemelor promovând înmulțirea exagerată a algelor și a plantelor acvatice. [4] De aceea este bine să evităm ca largi cantități de fosfat să ajungă în apele curgătoare. Cantitățile de fosfați cu care se operează în laborator sunt mult mai mici decât cele care se aruncă prin procesele de spălare sau prin deversarea soluțiilor de îngrășăminte chimice. Din această cauză soluțiile reziduale pot să fie aruncate la canal cu observația că pH-ul acestora trebuie verificat pentru evitarea turnării de soluții foarte acide sau foarte bazice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Forma curbei de titrare când 10 mL de acid fosforic H_3PO_4 0.1M sunt titrați cu o soluție de NaOH 0.2M. Observăm doar două puncte de inflexiune corespunzătoare formării în totalitate a NaH_2PO_4 și respectiv Na_2HPO_4. Nu se pune în evidență momentul formării Na_3PO_4 în timpul titrării.

Fig. 2 Echipamente și aparatură utilizate la titrarea H_3PO_4 cu NaOH (momentul final al titrării cu pH=11,90.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Titration_curve
2. Mc Murry J.E.; Hoeger C.A.; Peterson V.E.; Ballantine D.S.; *Fundamentals of General, Organic and Biological Chemistry;* Seventh Edition, 2014, Pearson New International Edition, Pearson Ed Ltd, p. 338
3. Brown T.L.; Le May H.E; Bursten B.E.; Murphy C.J.; Woodward P.M.; Stolzfus M.W.; *Chemistry The Central Science;* 13th edition, Pearson 2015, p 784
4. http://water-research.net/index.php/phosphates

EFECTUL TAMPON AL AMINOACIZILOR

PREZENTARE GENERALĂ

Aminoacizii sunt substanțe foarte interesante. Ei stau la baza vieții pe Pământ fiind cărămizile constitutive ale proteinelor, generează clase de compuși speciali și prin proprietățile lor specifice alcătuiesc o clasă de substanțe speciale cu mare importanță în procesele biochimice. Datorită aminoacizilor pH-ul celulelor vii și a fluidelor corporale poate fi menținut la niveluri fiziologice permițând organismelor să crească și să-și manifeste funcțiile specifice.

Experimentul următor demonstrează abilitatea diferiților acizi de a se opune influenței acizilor minerali sau a bazelor alcaline. Aceasta se datorează existenței în molecula lor a unei grupări carboxil (acidă) alături de una amino (bazică). [1] Datorită acestei particularități structurale aminoacizii posedă caracter amfiprotic protonul cedat de gruparea acidă (carboxil) putând fi acceptat de gruparea bazică (amino) și generând o moleculă cu un capăt pozitivat și cu un capăt negativat. O astfel de moleculă este numită zwitterion.[2] Datorită faptului că aminoacizii conțin grupări de acid slab respectiv de bază slabă au mare capacitate de tamponare rezistând la și minimizând variațiile bruște de pH pe care le-ar induce adăugarea unei soluții de acid tare respectiv de bază tare. [1]

Imaginați-vă următorul exercițiu teoretic: la ~99 mL apă adăugăm 1 mL soluție 1M de HCl. Care este pH-ul soluției finale dacă volumul ei este 100 mL? Aplicând formula concentrației molare $C_M=m/V_S$ $m=C_M*V_S$, $m=1.0*0.001=10^{-3}$ moli HCl în 100 mL soluție -> $C_{Mf}=0.001/0.1=0.01M$. Cum HCl este un acid monobazic tare -> $[H_3O^+]=10^{-2}$ ion g/L -> pH=2. Aceasta înseamnă că adiția de 1 mL soluție 1M de acid tare **scade pH-ul soluției cu 5 unități;** de la pH = =7 la pH = 2, adică ionul de hidroniu își mărește concentrația de 100.000 ori. Dacă se pune aceeași întrebare în cazul adăugării a 1 mL bază monoacidă tare (NaOH, KOH) de concentrație 1M la 99 mL apă vom obține rezultatul pH = 12 adică o creștere a pH-ului cu 5 unități.

Prezenta lucrare experimentală își propune să determine influența adăugării acizilor minerali tari de concentrație 1M respectiv a bazelor alcaline tari de concentrație 1M la o soluție 0,1M de aminoacid. Comparând variațiile de pH obținute în cazul aminoacizilor cu variația calculată teoretic pentru apa distilată avem o măsură cantitativă a modului în care aminoacizii se opun variațiilor bruște de pH manifestându-și caracterul de soluții tampon. Prin faptul că aceste reacții reprezintă de fapt proprietăți chimice comune ale aminoacizilor

cu acizii minerali lucrarea de față devine adecvată pentru cel puțin două lecții diferite de la capitolul aminoacizi.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru desfășurarea experimentului se prepară următoarele soluții: câte 100 mL soluție de HCl 1M; HNO_3 1M; NaOH 1M; KOH 1M; rspectiv câte 500 mL soluții de glicină 0.1M, alanină 0.1M, acid aspartic 0.1M și prolină 0.1M.

Pentru prepararea a 100 mL 1M soluție HCl măsurați 8.88 mL HCl 35% (d=1.173g/ mL la 20°C), turnați cantitatea măsurată într-un balon cotat de 100 mL și adăugați apă până la semn. Aceeași procedură se aplică pentru 100 mL soluție NHO_3 1M când aveți nevoie de 7.68 mL NHO_3 60% diluat cu apă într-un alt balon cotat de 100 mL (d=1.3667g/ mL la 20°C). Procedați în consecință dacă aveți soluții concnetrate de NHO_3 de alte concentrații. O soluție 1M de NaOH se obține cântărind 4,00g NaOH care se dizolvă în apă distilată într-un balon cotat de 100 mL. Pentru 100 mL KOH 1M aveți nevoie de 5,610g solid KOH.

Soluțiile de aminoacizi se prepară în volume mai mari întrucât se vor folosi de patru ori câte 100 mL soluție 0,1M. Pentru 500 mL soluție 0,1M necesarul de aminoacizi este: 3,7533 g Gly; 4,454 g Ala; 6,655 g Asp; 7,756 g Pro.

Luați un pahar Berzelius de 150 mL adăugați 100 mL soluție aminoacid 0,1M (de exemplu glicina). Puneți paharul pe un agitator magnetic, agitați cu viteză moderată pentru a nu permite soluției să iasă, introduceți electrodul unui pH-metru pentru înregistrarea modificărilor de pH și adăugați cu o seringă de 1 mL câte 1 mL soluție de acid clorhidric HCl 1M. Măsurați pH-ul după adăugare și introduceți datele în tabelul de mai jos. Repetați operația de două ori, adăugând succesiv câte 1 mL de acid clorhidric 1M și măsurând pH-ul soluției. Realizați același experiment pentru HNO_3 1M; NaOH 1M; KOH 1M și pentru toți 4 aminoacizii pregătiți pentru experiment. Notați toate valorile obținute.

Tabel 1.

Reactiv	**Glicina**		**Alanina**		**Acid Aspartic**		**Prolina**	
initial pH	7.23		7.26		2.48		7.50	
	pH	**ΔpH**	**pH**	**ΔpH**	**pH**	**ΔpH**	**pH**	**ΔpH**
HCl 1M 1 mL	3.80	**-3.43**	3.69	**-3.57**	2.18	**-0.30**	3.36	**-4.14**
HCl 1M 2 mL	3.38	**-3.85**	3.29	**-3.97**	1.92	**-0.56**	3.00	**-4.50**
HCl 1M 3 mL	3.16	**-4.07**	3.07	**-4.19**	1.70	**-0.78**	2.79	**-4.71**
HNO_3 1M 1 mL	3.52	**-3.71**	3.55	**-3.71**	2.06	**-0.42**	3.20	**-4.30**
HNO_3 1M 2 mL	3.16	**-4.07**	3.15	**-4.11**	1.73	**-0.75**	2.82	**-4.68**
HNO_3 1M 3 mL	2.94	**-4.29**	2.93	**-4.33**	1.48	**-1.00**	2.60	**-4.90**
NaOH 1M 1 mL	9.07	**1.84**	9.05	**1.79**	2.91	**0.43**	9.84	**2.34**
NaOH 1M 2 mL	9.42	**2.19**	9.37	**2.11**	3.25	**0.77**	10.16	**2.66**
NaOH 1M 3 mL	9.63	**2.40**	9.60	**2.34**	3.58	**1.10**	10.39	**2.89**

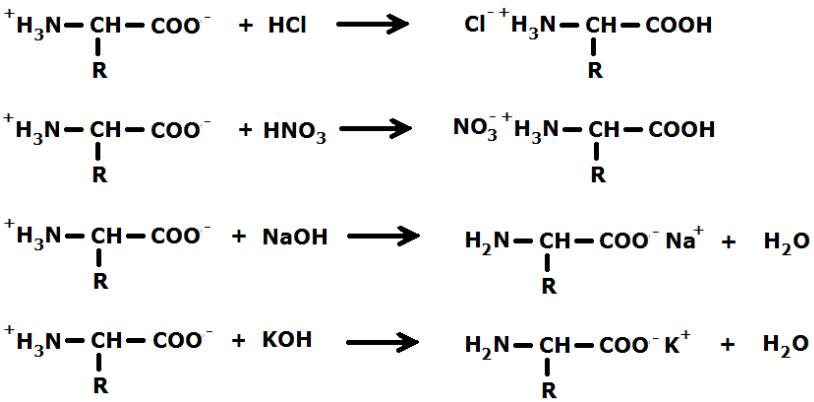
Reactiv	Glicina		Alanina		Acid Aspartic		Prolina	
KOH 1M 1 mL	8.97	**1.74**	8.93	**1.67**	2.88	**0.40**	9.79	**2.29**
KOH 1M 2 mL	9.22	**1.99**	9.27	**2.01**	3.21	**0.73**	10.14	**2.64**
KOH 1M 3 mL	9.47	**2.24**	9.49	**2.23**	3.53	**1.05**	10.36	**2.86**

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Bazele alcaline și acizii minerali tari sunt substanțe corozive.[3] Manevrați-le cu mare grijă pentru a evita accidentele ce pot surveni la manipulare!

HCl, NaOH **HNO_3** **KOH**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

Când un acid mineral se adaugă la o soluție apoasă de aminoacid, datorită structurii de zwitterion aminoacidul reacționează cu gruparea carboxilato transformând-o în grupare carboxil și lăsând protonată gruparea amino. Astfel în loc de acidul mineral puternic vom avea în soluție un acid slab și o grupare amino protonată cu caracter ușor acid. Aceasta exlică de ce aminoacizii rezistă la adăugarea de acizi opunându-se modificărilor bruște de pH. În aceeași ordine de idei, adăugarea unei baze tari la soluția de aminoacid deprotonează gruparea amino și lasă gruparea carboxilato neatinsă. Astfel la adăugarea bazei tari aceasta nu se va regăsi în soluție, locul ei fiind preluat de aminoacidul cu un ușor caracter bazic, care va crește pH-ul mult mai puțin. Urmărind datele din tabelul 1 vedem că diferiți aminoacizi se comportă diferit la adăugarea de acizi și baze tari în soluție.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile rezultate nu sunt periculoase pentru mediu, astfel ele se pot elimina la canal la finalul demonstrației experimentale.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Organizarea experimentului pentru studiul capacității de tamponare a aminoacizilor (0,1M) când se adaugă un acid tare. Gly 0,1M reacționată cu 1 mL HCl 1M (ΔpH=3,43)

Fig. 2 Organizarea experimentului pentru studiul capacității de tamponare a aminoacizilor (0,1M) când se adaugă o bază tare. Ala 0,1M reacționată cu 1 mL NaOH 1M (ΔpH=1,79).

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Brown T.L.; Le May H.E; Bursten B.E.; Murphy C.J.; Woodward P.M.; Stolzfus M.W.; *Chemistry The Central Science;* 13th edition, Pearson 2015, p 747-776
2. Mc Murry J.E.; Hoeger C.A.; Peterson V.E.; Ballantine D.S.; *Fundamentals of General, Organic and Biological Chemistry;* Seventh Edition, 2014, Pearson New International Edition, Pearson Ed Ltd, p. 603
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx? search_type=CatalogSearch&SearchString=HNO3

REACȚIA OXIDULUI DE CUPRU(II) CU ALCOOLII

PREZENTARE GENERALĂ

Putem demonstra caracterul oxidant al oxidului de cupru(II) CuO printr-un experiment foarte simplu dar eficient în același timp. CuO are capacitatea de a scoate hidrogenul din alcooli primari și secundari oxidându-i la aldehide și cetone. [1] Oxidul de cupru(II) este cunoscut de mai demult pentru capacitatea sa oxidantă reducându-se la cupru metalic sub influențța hidrogenului sau a monoxidului de carbon. În același context, oxidul de cupru(II) CuO poate oxida și alcoolii primari și secundari, proces care se ilustrează în prezenta demonstrație experimentală.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Experimentul este simplu dar foarte ilustrativ. Puneți în trei eprubete 10-15 mL de alcooli primari sau secundari. Luați un fir de cupru, înfășurați-l în jurul unui creion de așa manieră încât bobina obținută să încapă în eprubetele folosite. Încălziți la roșu firul de cupru la flacăra oxidantă a unui bec de gaz Observați că la răcirea firului acesta este acoperit cu un strat negru de oxid de cupru CuO. Aveți grijă să nu topiți sârma de cupru știut fiind că acest metal topește la 1085°C. Țineți sârma de cupru în flacără apoi, încă fierbinte, imersați-o în unul din alcoolii aleși. Observați efectele reacției sârmei de cupru cu alcoolul. Repetați experiența cu alți alcooli, notați observațiile experimentale și dați explicații pentru fenomenele observate. Încercați același experiment și cu un alcool terțiar. Observați diferențele apărute în acest caz.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [2]

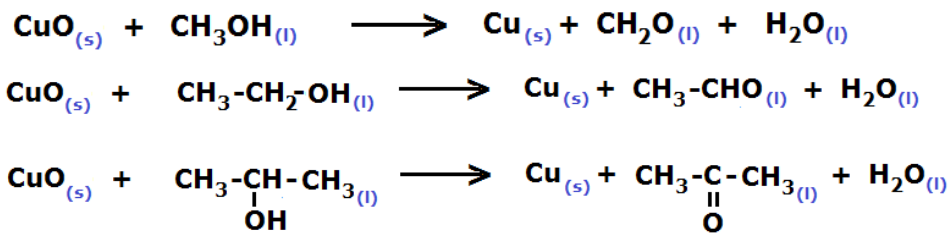
Deși oxidul de cupru este toxic pentru mediu cantitățile cu care lucrăm sunt nesemnificative. Atenție la manipularea alcoolilor lângă flacăra becului de gaz, aceștia fiind inflamabili. În plus metanolul este foarte toxic.

Etanol, Izopropanol

CuO

Metanol

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

În trecut oxidul de cupru(II) CuO și-a demonstrat capacitățile oxidative față de numeroși compuși: (hidrogen, carbon, monoxid de carbon, alte metale) în plus fiind folosit pentru eliminarea în siguranță a cianurilor, hidrocarburilor sau derivaților halogenați.[3] În experimentul de față se demonstrează capacitățile oxidante față de alcooli, generând aldehide din alcooli primari și respectiv cetone din alcooli secundari el reducându-se la cupru metalic care apare pe surafața sârmei de cupru folosite pentru oxidare. Reducerea oxidului cu alcooli se realizează numai la temeraturi mai mari de 300°C. Experimentul se poate repeta având grijă să se ardă bine sârma de cupru înainte de imersare în alcool. Uneori această procedură are valențe analitice, amestecuri complexe de lichide fiind verificate astfel dacă au alcooli prezenți în amestec. Alcooli terțiari nu pot fi oxidați cu oxid de cupru(II) de aceea în cazul acestora reacția este negativă.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Eliminați soluțiile alcoolice folosite într-un container destinat colectării deșeurilor organice inflamabile.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Spirală de cupru oxidată în flacără înainte de a fi imersată în alcool.

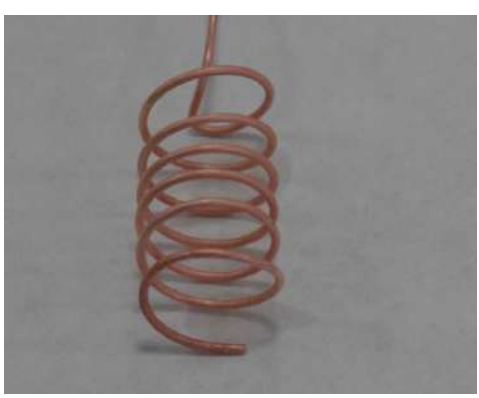


Fig. 2 Aceeași spirală după ce a fost imersată în etanol.

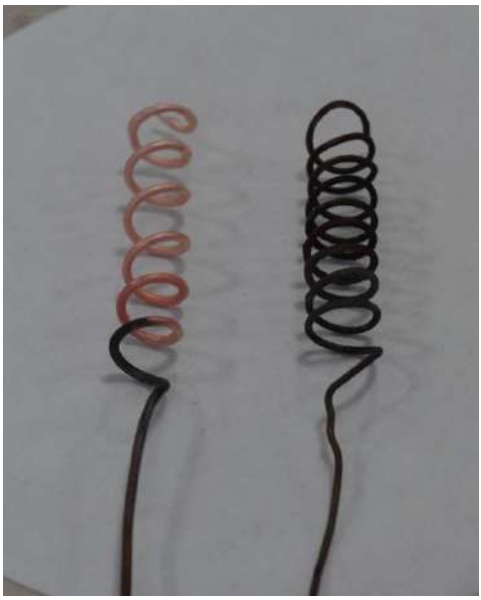


Fig. 3 Spirală de cupru oxidată (dreapta) înainte de a fi reacționată cu metanol. Comparație cu o spirală care fusese deja reacționată cu etanol (stînga).

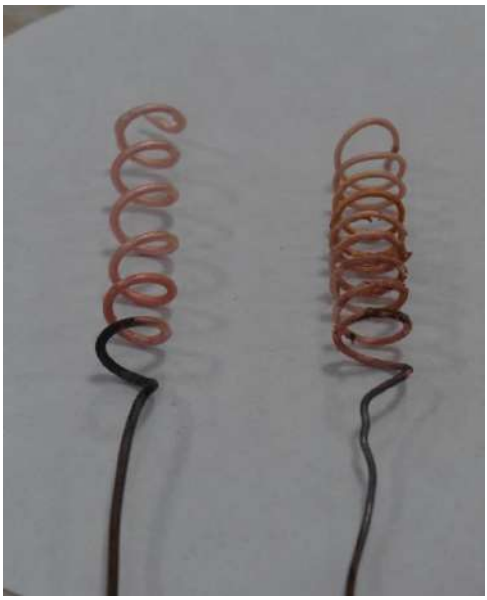


Fig. 4 Spirală de cupru reacționată cu metanol (dreapta). Comparație cu o spirală care fusese deja reacționată cu etanol (stînga).

Fig. 5 Sârmă de cupru fierbinte în timp ce este redusă în metanol

Fig. 6 Sârmă de cupru fierbinte în timp ce este redusă în etanol

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://thinkchemistry.files.wordpress.com/2011/02/6-5-oxidising-alcohols.doc
2. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ?search_type=CatalogSearch&SearchString=copper oxide & isopropanol &methanol
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Copper(II)_oxide

DETERMINAREA SPECTROFOTOMETRICĂ A NITRIȚILOR NO_2^- DIN APE

PREZENTARE GENERALĂ

Ionii nitrit NO_2^- se găsesc în apă ca urmare a stagiilor intermediare de oxidare a ionului amoniu sau grație unor etape reductive ale nitraților. Prezența lor în apă este asociată unor maladii cum sunt cancerul sau methemoglobinemia la bebelași. [1]

Pentru a identifica posibilele riscuri la care se supun familiile care consumă apă din fântânile proprii fără a o verifica periodic, trebuie avute în vedere activități practice de determinare a nivelului acestui ion.

Spre deosebire de experimentul *"Monitorizarea calității apelor folosind bandelete de nitrați/nitriți"* prezenta abordare folosește tehnici spectroscopice de măsură a intensității colorație specifice unei probe de apă tratată cu reactivit pentru nitriți.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

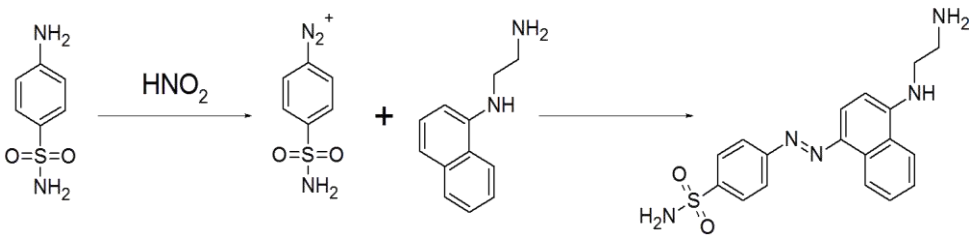
Fotometrul care se folosește este un dispozitiv analitic ce prezintă o acuratețe a măsurătorilor în intervalul 0,000 - 0,600 ppm (mg NO_2^-/l). Principiul măsurătorii este următorul:
- Porniți fotometrul și verificați capacitatea rămasă a bateriei
- Umpleți cuveta fotometrului cu 10 mL de apă, până la semn. Înșurubați capacul și așezați cuveta în locașul destinat acesteia în fotometru. Rotiți cuveta pană când capacul se așează în locașul prevăzut. Apăsați butonul ZERO pentru a calibra aparatul cu cuveta și proba care va fi măsurată
- Scoateți cuveta, deșurubați capacul, adăugați în cuvetă reactivul furnizat într-un plic sigilat, agitați cuveta prin rotire ușoară timp de 20'', închideți-o din nou și așezați-o în locașul special destinat din fotometru.
- Apăsați lung butonul READ, timp de 3''. Fotometrul va porni un cronometru, afișând pe ecran timpul rămas iar după scurgerea a 15 minute va realiza măsurătoarea afișând rezultatul în ppm (mg/l). Dacă nivelul măsurat este mai mare de 0,600 ppm afișajul clipește, semn că operația trebuie reluată cu o probă diluată cu apă distilată.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu sunt fraze de risc asociate reactivilor utilizați. Se aplică regulile generale de operare în laboratorul de chimie. Nu inspirați praful stârnit de eventuala deversare a conținutului plicului cu reactivi.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE [2]

Prezenta procedură fotometrică se bazează pe Metoda Standard de Diazotare 354.1 EPA pentru măsurarea concentrațiilor de nitriți a cărei ecuație a reacției chimice este prezentată mai jos. [3]



CONCLUZII

Când se adaugă reactivul pentru nitriți unei probe de apă, dacă conține nitriți, aceasta se colorează în roz. Cu cât concentrația de nitriți este mai mare cu atât culoarea este mai intensă. Culoarea respectivă este apoi măsurată aplicându-se principiile legii Beer-Lambert. Acest principiu prevede că lumina care trece printr-o probă colorată este cu atât mai puternic absorbită cu cât colorația este mai intensă. Aparatul măsoară transmitanța care este invers proporțională cu absorbanța și care la rândul ei este proporțională cu culoarea probei aceasta fiind și ea în legătură cu concentrația probei. Calibrarea este făcută de așa manieră încât aparatul afișează direct concentrația în ppm.[3,4]

În majoritatea cazurilor ionii nitrit sunt absenți din apa de fântână analizate. Rareori se pune în evidență o colorație roz a probei ilustrând concentrații foarte reduse. Imaginea de mai jos ilustrează sensibilitatea metodei când s-a măsurat o probă de apă alterată în mod voit prin plasarea unui mic cristal de nitrit de sodiu într-un litru de apă care inițial a dat rezultat negativ la analiza de nitriți. Schimbarea de culoare este dramatică demonstrând sensibilitatea metodei.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Reactanții nu prezită pericole specifice nici fraze de risc. Soluțiile pot fi eliminate la canal după realizarea măsurătorilor.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Aranjamentul experimental pentru determinarea nitriților în apă. Rezultatul prezentat este caracteristic unei probe artificiale cu un conținut de nitriți ușor peste 0,600 ppm (mg/l) NO_2^-. Observați culoarea foarte intensă pentru o concentrație foarte mică.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://hannainst.com/downloads/dl/file/id/1416/manhi_3873.pdf
2. https://en.wikipedia.org/wiki/N-(1-Naphthyl)ethylenediamine
3. http://hannainst.com/nitrite-low-range-portable-photometer-hi96707.html
4. Saunders N.; Saunders A.; *A2 Chemistry for AQA*; Oxford University Press, Oxford, 2009 p. 232

DETERMINAREA SPECTROFOTOMETRICĂ A IONULUI AMONIU NH_4^+ DIN APE

PREZENTARE GENERALĂ

Amoniacul dizolvat în apă este în echilibru cu ionul de amoniu în acord cu constanta de bazicitate $K_b=1,8*10^{-5}$. Apele subterane au un nivel foarte scăzut ale ionului de amoniu (în general sub 0.2 mg/L). În unele cazuri (păduri, straturi bogate în humus) apele se îmbogățesc cu până la 3 mg/L. Un nivel superior acestei valori, indică în general contaminarea apei cu fecale, monitorizarea nivelului acestui ion fiind astfel esențială pentru a asigura consumatorii că apa furnizată este de calitate. [1]

Mirosul de amoniac se simte în apă la o concentrație de aproximativ 1,5 ppm în timp ce gustul ionului de amoniu este pus în evidență la concentrații mai mari de 35 ppm. În organismul uman, în intestin, se produc până la 4000 mg amoniac ca urmare a digestiei proteinelor și a altor compuși cu azot. Amoniacul se formeaza și în ficat prin deaminarea aminoacizilor sau mai poate apărea ca metabolit al excitației nervoase sau a activității musculare. Majoritatea amoniacului format în tractul gastrointestinal este absorbit, transportat la ficat unde este încorporat în uree. Datorită nivelurilor foarte ridicate de amoniac din organism prezența acestuia în apele de băut nu prezintă pericole pentru sănătate rămânând doar un factor de calitate pentru sursele de apă folosite, acesta fiind singurul motiv pentru care concentrația acestui ion este monitorizată.[1]

În laboratorul de chimie ionul de amoniu poate fi determinat cu ajutorul Reactivului Nessler (vezi pentru aceasta experimentul *Sinteza Reactivului Nessler si identificarea ionului amoniu)*. Măsurări cantitative, ale nivelului de amoniu în apă, se pot realiza folosindu-se un fotometru special calibrat, capabil să măsoare cantități foarte mici (sub 3,000 mg/L sau ppm). Procedura este bazată pe măsurarea culorii galbene a unei probe de apă care conține ioni de amoniu bazându-me pe Legea Lamber-Beer. Cu cât nivelul de amoniu este mai mare cu atât colorația galbenă obținută în urma tratării probei cu Reactiv Nessler este mai mare. 2]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Procedura experimentală face uz de un spectrofotometru calibrat pentru ionii de amoniu care oferă acuratețe în intervalul 0,00 - 3,00 ppm (mg NH_3-N/L). Principiul de măsură este următorul:[2]

- Porniți fotometrul și verificați capacitatea rămasă a bateriei

- Umpleți cuveta fotometrului cu 10 mL de apă, până la semn. Înșurubați capacul și așezați cuveta în locașul destinat acesteia în fotometru. Rotiți cuveta pană când capacul se așează în locașul prevăzut.
- Apăsați butonul ZERO pentru a calibra aparatul cu cuveta și proba care va fi măsurată.
- Scoateți cuveta, deșurubați capacul, adăugați 4 picături din reactivul HI93700A. Agitați prin rotirea ușoară a conținutului.
- Adăugați 4 picături din reactivul HI93700B care este Reactiv Nessler. Agitați prin rotirea ușoară a conținutului. Observați o tentă gălbuie aferentă prezenței amoniacului respectiv amoniului în probă.
- Așezați cuveta în locașul special destinat din fotometru rotind-o pentru ca aceasta să se așeze în poziția corespunzătoare.
- Apăsați lung butonul READ, timp de 3''. Fotometrul va porni un cronometru, afișând pe ecran timpul rămas iar după scurgerea a 3,5 minute va realiza măsurătoarea afișând rezultatul în ppm (mg/L). Daca nivelul măsurat este mai mare de 3,000, ppm afișajul clipește, semn că operația trebuie reluată cu o probă diluată cu apă distilată.
- Aparatul afișează mg/L azot din amoniu (NH3-N). Pentru a obține mg/L de amoniac (NH3), multiplicați afișajul cu un factor de 1.214.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [3]

Compușii cu mercur prezenți în reactivul HI93700AB sunt toxici cumulativi, iritanți, caustici și foarte agresivi cu mediul acvatic. NaOH este un compus caustic.

Nessler reagent

HgI_2

NaOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2K_2[HgI_4]_{(aq)} + 4KOH_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)} \xrightarrow[-K^+]{} HgO*Hg(NH_2)I_{(s)} + 3H_2O + 7KI_{(aq)}$$

CONCLUZII

Fotometrul măsoară transmitanța luminii care trece prin proba colorată. Transmitanța este în directă relație cu absorbanța, care la rândul ei este legată de culoarea probei și implicit (prin legea Lamber-Beer) de concentrația acesteia. [4] Ca o observație generală apele de fântână analizate nu conțin ioni de amoniu. Pentru a ilustra sensibilitatea metodei s-a dizolvat un singur cristal foarte mic de NH_4Cl în 250 mL de apă și soluția a fost analizată. Observați în figura 2 colorația probei tratată pentru identificarea amoniului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Datorită toxicității ridicate a ionior de Hg^{2+} aceștia se neutralizează cu reactivi speciali. Eliminați reziduurile cu mercur într-un container folosit pentru stocarea reziduurilor metalice toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Rezultat negativ la identificarea amoniului în apa de fântână

Fig. 2 Metoda este foarte sensibilă; iată rezultatul cand un mic cristal de NH_4Cl este dizolvat în 250 mL de apă care apoi este analizată. Rezultatul mărurătorii este 3,6 ppm (3,6 mg/1L)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.who.int/water_sanitation_health/dwq/ammonia.pdf
2. http://hannainst.com/downloads/dl/file/id/1213/man96700_28_07_2010.pdf
3. http://hannainst.com/downloads/dl/file/id/714/sds_hi_93700b_0_2016_10_17.pdf
4. Saunders N.; Saunders A.; *A2 Chemistry for AQA*; Oxford University Press, Oxford, 2009 p. 232

DETERMINAREA SPECTROFOTOMETRICĂ A SULFAȚILOR DIN APĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Sulfații apar în natură în numeroase minerale, incluzând barita ($BaSO_4$), epsomitul ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) și gipsul ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$). Aceste săruri dizolvate contribuie la conținutul de minerale din multe ape de băut. [1] În fond, duritatea permanentă a apei este determinată de conținutul de sulfat de calciu și magneziu dizolvat, împreună cu clorurile acestor metale.

Concentrațiile prag pentru gust raportate în apa de băut sunt 250–500 mg/L (350 mg/L în medie) pentru sulfat de sodiu, 250–1000 mg/L (525 mg/L în medie) pentru sulfat de calciu și 400–600 mg/L (525 mg/L în medie) pentru sulfatul de magneziu. [1]

Deoarece orice apă conține sulfați, concentrația lor este un factor important în determinarea calității apei potabile.

Ionii de sulfat (SO_4^{2-}) sunt foarte sensibili la prezența ionilor de Ba^{2+} deoarece formează un precipitat fin, cristalin de sulfat de bariu $BaSO_4$. Unele metode de analiză a apei se bazează pe această reacție pentru a măsura concentrația de sulfați.

În ultimul an de liceu, elevii învață reacțiile de precipitare, metoda prezentată mai jos fiind potrivită pentru acest capitol, fără să menționăm lecția opțională despre metode de determinare a calității apei și a alimentelor unde pot folosi această reacție în studiul lor.

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Procedura experimental descrisă mai jos se bazează pe analiza probelor de apă pentru determinarea concentrației de sulfat utilizând un fotometru. Fotometrul utilizat este 0-150 mg/L (ppm) cu o acuratețe de 1 ppm. Principiul de măsurare este descries în continuare:[2]

- Porniți fotometrul, verificați nivelul bateriei.
- Umpleți cuveta de sticlă a aparatului cu 10 mL de apă de analizat până la semn. Puneți capacul și plasați cuveta în locul destinat din fotometru și asigurați-vă că aceasta este închisă în mod corect. Apăsați tasta "ZERO" pentru a seta punctul de referință (punctul zero) pentru aparat. Aparatul este acum calibrat și este gata pentru măsurători.
- Scoateți cuveta și adăugați în el conținutul pliculețului de reactiv pentru sulfat. Pliculețul cu reactiv conține clorură de bariu dihidratată $BaCl_2*2H_2O$ și acid citric. În cuvetă apare o turbiditate albă datorită formării sulfatului de bariu. Agitați recipientul pentru 1 minut.

- Puneți din nou cuveta în suport și asigurați-vă că aceasta este închisă corect
- Apăsați butonul "READ" pentru mai mult de 3 secunde și cronometrul intern va porni. După 5 minute aparatul măsoară concentrația de sulfați. Dacă pe ecran apare numărul 150 ppm care clipește înseamnă că nivelul de sulfați este peste 150 ppm, iar proba trebuie să fie diluată cu apă distilată, trebuie repetată procedura iar apoi concentrația de sulfați se calculează în acord cu diluția aplicată soluției.

Cuveta este o piesă foarte sensibilă. Evitați să o colorați sau pătați, evitați zgârieturile și orice altceva care poate altera suprafața acesteia și implicit poate interfera cu măsurătorile făcute.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [3]

Potrivit fabricantului, conținutul pliculețului cu reactiv este toxic și coroziv deoarece conține $BaCl_2$ și respectiv acid citric. Poate provoca vătămarea ochilor.

Ba^{2+}

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$BaCl_{2\,(aq)}$ + $MgSO_{4\,(aq)}$ ---> $BaSO_{4\,(s)}$ + $MgCl_{2\,(aq)}$

CONCLUZII

Apa este îmbogățită cu minerale luând contact cu diferite materiale în drumul ei spre pânza freatică. Sulfații sunt destul de comuni în apă deoarece o parte din ei sunt solubili în apă, contribuind la conținutul de minerale din apa de băut. Analiza apei cu un spectrometru se bazează pe capacitatea sulfaților de a crea turbiditate în reacție cu ionii de bariu. Pliculețul cu reactiv conține clorură de bariu, solubilă în apă, ionii de Ba^{2+} precipitând cu ionii de sulfat existenți în apă formând sulfat de bariu, $BaSO_4$. Turbiditatea albă care apare deoarece sulfatul de bariu format este insolubil, este măsurată de un fotometru special calibrat pentru acest tip de măsurători. Celula fotosensibilă a aparatului detectează cantitatea de lumină transmisă prin probă. Toate fotometrele conțin dispozitive electronice care transformă valoarea de transmitanță în valoare de absorbanță, deoarece absorbanța este direct proporțională cu concentrația ionilor dintr-o probă.[4] Cu cât conținutul de sulfați în apă este mai mare cu atât soluția de analizat va fi mai opacă și conform legii Lambert-Beer, cu atât mai mare va fi rezultatul măsurătorii.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Deoarece compușii de bariu (II) sunt foarte toxici și nocivi pentru mediul înconjurător, toate soluțiile și suspensiile conținând ioni de bariu trebuie să fie colectate în containere pentru deșeuri anorganice toxice.

IMAGINI

Fig. 1 Setul experimental pentru analiza sulfaților. Observați turbiditatea probei de apă utilizată (la un nivel măsurat de 56 mg/L)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.who.int/water_sanitation_health/dwq/chemicals/sulfate.pdf
2. http://hannainst.com/downloads/dl/file/id/1264/man96751_05_01_2011.pdf
3. http://hannainst.com/downloads/dl/file/id/814/sds_hi_93751_0_2016_11_02.pdf
4. Saunders N.; Saunders A.; *A2 Chemistry for AQA*; Oxford University Press, Oxford, 2009 p. 232

DETERMINAREA CLORURILOR ÎN APĂ PRIN TITRARE CU AZOTAT DE MERCUR $Hg(NO_3)_2$

PREZENTARE GENERALĂ

Ionul clorură este poate cel mai comun anion care se găsește în apă de aceea concentrația sa este un indicator analitic important. Clorurile de Mg si Ca sunt compuși care generează duritatea permanentă a apei, în timp de clorura de Na este responsabilă pentru salinitatea apei. Astfel cunoașterea nivelului de ioni clorură în apă este importantă.

Concentrația ionilor clorură poate fi determinată prin trei metode: prin titrare cu azotat de argint folosind cromatul de potasiu ca indicator, fie prin titrare cu azotat de mercur folosind ca indicator difenil carbazona sau prin a treia metodă, titrarea cu tiocianat de mercur în prezența ionilor de fier.

Procedura prezentată în cele ce urmează face apel al cea de-a doua metodă amintită, folosind teste disponibile comercial ce utilizează azotat de mercur.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Testele disponibile în comerțul specializat, pe piața dispozitivelor analitice, se bazează pe unul din principiile enumerate, folosind soluții calibrate de așa manieră încât rezultatele titrării (în ml) să fie ușor reproductibile în termeni de concentrație (ppm sau mg/l). Procedura experimentală este după cum urmează:

Se ia o probă de 5 mL de apă de analizat și se tratează cu 2 picături soluție de difenilcarbazonă. Se amestecă prin rotire ușoară a conținutului care devine de culoare roșu-violet. Se adaugă o soluție de acid azotic până când conținutul probei devine de culoare galbenă. Titrarea se realizează cu o soluție standardizată de azotat de mercur, adăugată cu o seringă de 1 mL până când culoarea soluției virează de la galben la violet. Conținutul în ioni clorură se calculează înmulțind numărul de mL de soluție titrantă cu 1000, rezultatul fiind exprimat în mg/l sau ppm Cl^-.[1]

Dacă nivelul de clorură este scăzut, <100 mg/L, sensibilitatea metodei poate fi crescută prin repetarea procedurii cu un volum de 50 mL de probă de analizat, în acest caz factorul cu care se multiplică volumul de titrant fiind 100.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Soluțiile de mercur sunt toxice. Acidul azotic, HNO_3, este coroziv.

$Hg(NO_3)_2$ **HNO_3**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Hg(NO)_{3\,(aq)} + 2\,Cl^-_{(aq)} \dashrightarrow HgCl_{2\,(s)} + 2\,NO_3^-{}_{(aq)}$$

CONCLUZII

În cursul titrării ionii de mercur din soluția titrantă reacționează cu ionii de clorură formând clorură de mercur $HgCl_2$, care are solubilitate redusă. După ce toți ionii clorură din soluție sunt blocați de mercur, acesta din urmă devine disponibil pentru reacționarea cu difenilcarbazona formând un complex roz-violet, care reprezintă finalul titrării (punctul de echivalență). Astfel volumul de soluție titrantă este în directă legătură cu cantitatea de ioni clorură pe care îi blochează. [2]

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Datorită conținutului de mercur soluțiile folosite trebuie eliminate ca reziduuri conținând metale grele cu toxicitate ridicată. Atenție se impune la manipularea soluțiilor conținând mercur întrucât acest ion are toxicitate cumulativă.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Organizarea experimentală pentru determinarea clorurilor după acidularea probei cu acid azotic.

Fig. 2 Finalul titrării se consideră atunci când soluția virează de la galben la violet. O singură picătură de reactiv titrant la punctul de echivalență produce un viraj net al culorii indicatorului.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://hannainst.com/downloads/dl/file/id/1007/3815.pdf
2. www.hach.com/asset-get.download-en.jsa?code=56133

DETERMINAREA CONCENTRAȚIEI SULFIȚILOR DIN APĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Apa poate conține sulfiți SO_3^{2+} iar măsurarea concentrației acestora este importantă deoarece concentrații care depășesc 20 ppm (mg/L) pot produce defecțiuni în boilere. Un nivel ridicat de sulfiți este asociat unui pH scăzut, favorizând coroziunea. Ionii de sulfit sunt toxici pentru viața acvatică; ei consumă oxigenul dizolvat în apă și astfel poate distruge echilibrul ecologic sensibil din lacuri, râuri și iazuri. [1]

În continuare se prezintă o procedură experimentală care permite determinarea conținutului de sulfiți SO_3^{2+} din apă.

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Această metodă folosește un set experimental disponibil pe piață, special conceput pentru această determinare. Setul folosit se bazează pe o titrare iodometrică al cărei principiu este formarea de iod molecular pornind de la iodat și iodură în mediu de acid sulfuric, și reducerea ulterioară determinată de ionii de sulfit. Excesul de iod, după ce toată cantitatea de sulfit a reacționat, va fi identificat cu amidon cu care formează un complex de culoare albastră și care indică sfârșitul titrării. [2] Setul experimental utilizat conține o soluție standard de acid sulfamilic, o soluție standard de EDTA, o soluție de acid sulfuric o soluție de amidon utilizată ca indicator și o soluție pentru titrare conținând un amestec de iodură și iodat de potasiu care sunt adăugate probei de analizat folosind o seringă de 1mL.

Mai întâi, luați o probă de de 5 mL de apă și introduceți-o în paharul gradat. Adăugați 4 picături din soluția de acid sulfamilic iar apoi 4 picături din soluția de EDTA. Acidifiați proba cu 2 picături de acid sulfuric și câteva picături de indicator de amidon. Începeți titrarea probei folosind soluția de iodură/iodat furnizată până la apariția colorației albastre. Observați că adăugarea unei picături din soluția pentru titrare cauzează colorarea probei, dar culoarea dispare în câteva secunde dacă soluția este amestecată ușor. Opriți titrarea când soluția nu se mai decolorează. Măsurați volumul soluției de iodură/iodat adăugată (în mL) și înmulțiți volumul cu 200 pentru a obține rezultatul în ppm de sulfiți în proba de analizat.

Dacă rezultatul are o valoare mică, sau coloranția albastră apare chiar după prima picătură din soluția titrantă, puteți mări acuratețea măsurătorii folosind o probă de apă de 10 ori mai mare. Adăugați reactivii în concordanță cu cantitatea de apă: 40 de picături de soluție

de acid sulfamilic și de soluție de EDTA. Acidifiați proba cu 20 de picături de acid sulfuric și adăugați câteva picături de indicator de amidon. Repetați titrarea, dar de data aceasta înmulțiți volumul determinat (în mL) cu 20.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Acidul sulfamilic este iritant. [3]

H_2SO_4 **Acid sulfamic H_3NO_3S**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$KIO_3 + 5KI + 3H_2SO_4 \longrightarrow 3I_2 + 3K_2SO_4 + 3H_2O$$

$$SO_3^{2-} + I_2 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2HI$$

CONCLUZII

Odată pegătită proba și adăugați reactivii necesari, puteți începe titrarea. Soluția de iodură/iodat este adăugată în cantități mici folosind o seringă de 1 mL. Iodura reacționează cu iodatul în prezența acidului sulfuric pentru a genera iod molecular (vezi reacția 1). Iodul este în continuare redus de către ionii de sulfit (dacă sunt prezenți în apă), înapoi la ioni iodură. Titrarea continuă până când iodul generat nu mai este redus la iodură, iar prezența lui este semnalată de formarea complexului de culoare albastră cu amidonul prezent în probă. Schimbarea de culoare ne indică sfârșitul titrării. Soluțiile folosite la titrare sunt de concentrații exacte pentru a face procedura cât mai ușoară și eficientă. Soluția folosită la titrare are o concentrația care ne permite să determinăm direct conținutul de sulfiți înmulțind volumul soluției adăugate cu un factor (care este 20 pentru o probă de 50 mL).

Dacă se utilizează probe de alte volume, adăugați soluțiile de reactivi și multiplicați rezultatul obținut corespunzător. De exemplu, o probă de 5 mL va necesita 4 picături de acid sulfamilic și 4 de EDTA; două picături de acid sulfuric iar factorul de multiplicare va fi x 200.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile pot fi aruncate la chiuvetă deoarece nu sunt periculoase pentru mediul înconjurător.

IMAGINI

Fig. 1 Setul experimental de titrare pentru determinarea concentrației de sulfiți din apă

Fig. 2 Punctul final al titrării în determinarea sulfiților dintr-o probă de apă

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://hannainst.com/products/chemical-test-kits/hi3822-sulfite-test-kit.html
2. http://hannainst.com/downloads/dl/file/id/1010/3822.pdf
3. http://www.acros.com/DesktopModules/Acros_Search_Results/Acros_Search_Results .aspx ?search_type=CatalogSearch&SearchString=sulfamic%20acid

DETERMINAREA REFRACTOMETRICĂ A ZAHAROZEI DIN BĂUTURI

PREZENTARE GENERALĂ

Zaharoza, cunoscută în comerț ca zahăr, era un produs de lux în trecut mulți comercianți îmbogățindu-se de pe urma comerțului cu zahăr. La mijlocul secolului al XVIII-lea, în Silesia, a fost descoperită o metodă de extracție a zahărului din sfeclă, deci producția de zahăr nu se mai baza doar pe trestia de zahăr importată din Insulele Caraibe care mai târziu a făcut obiectul blocadei britanice în timpul războaielor napoleoniene. În această perioadă zahărul a început să fie văzut ca o necesitate. Astăzi, zahărul este încă produs în cantități mai mari din trestia de zahăr decât din sfeclă, în 2009 doar 20% din producția mondială provenind din sfeclă...însă vorbim de 175 de milioane de tone produse anual (2013). [1]

La nivel mondial, în 2013 peste 45 de milioane de copii au fost obezi și se prevede o creștere de până la 70 de milioane până în 2025, fără să menționăm numărul de adulți cu aceeași problemă. [2] Obezitatea este atribuită unei creșteri a consumului de mâncare procesată, incluzând băuturi îndulcite excesiv. Aceste statistici sunt îngrijorătoare și sunt luate diferite măsuri în fiecare țară pentru a le diminua. Legislația românească interzice vânzarea de băuturi carbogazoase și a dulciurilor în școli dar aceste măsuri nu sunt îndeajuns pentru a opri consumul excesiv de către elevi a dulciurilor și a sucurilor îndulcite.

Poate o analiză mai detaliată prin care elevii (dar nu numai) să realizeze conținutul crescut de zahăr din produsele comerciale consumate de ei zi de zi, va crește gradul de înțelegere asupra cantității mari de zahăr (cu precădere zaharoză) consumate într-un an sau pe perioada unei vieți.

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Conținutul de zahăr din diferite băuturi este măsurat cu ajutorul unui refractometru. Sunt mai multe moduri de a folosi un astfel de dispozitiv; majoritatea se bazează pe indicele de refracție al unui lichid care conține zahăr care poate determina refracția luminii fie într-un dispozitiv optic sau într-unul electronic. Deci conținutul de zahăr poate fi determinat măsurând în ce măsură lumina este refractată în soluția care conține zahăr.

Procedura descrisă mai jos folosește un refractometru electronic având un lăcaș pentru proba de măsurat, plasat deasupra unui senzor capabil să măsoare indicele de refracție și să returneze rezultatul direct calibrat

în %zahăr sau grade Brix,°Bx, care reprezintă grame de zaharoză/100g de soluție. [3]

Mai întâi trebuie să calibrați refractometrul cu apă distilată pentru a seta punctual de "zero" sau de start. Consultați manualul de utilizare pentru a face asta deoarece există câteva dispozitive diferite pe piață iar metoda de calibrare poate varia.

Luați câteva probe din băuturi îndulcite (puteți măsura deasemenea conținutul din băuturile de tip ”light” pentru a vedea diferența) și aplicați o picătură pe senzorul refractometrului. Apăsați butonul ”READ” și notați valoarea obținută pe ecran care va fi exprimată fie în grade Bx sau în grame de zahăr/100mL de lichid. Luând în considerare faptul că o lingură de zahăr conține 12 g de zaharoză pură, calculați cantitatea de zahăr pur pe care o consumați când beți un pahar din băutura analizată.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu există pericole asociate cu măsurătorile efectuate cu refractometrul. Folosiți doar hârtie dintr-un material fin sau o pânză din bumbac pentru a absorbi proba de analizat și pentru a curăța senzorul refractometrului. Aveți grijă să nu zgâriați fereastra senzorului deoarece orice zgârietură va altera ireversibil viitoarele măsurători.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Aceasta este o metodă fizică de determinare a conținutului unei substanțe dintr-un produs. Nu există nici o reacție chimică desfășurată în timpul acestui test.

CONCLUZII

Câteva măsurători sunt relevante pentru conștientizarea cantității de zaharoză introdusă în corpul nostru în timpul consumării acestor băuturi. Majoritatea băuturilor carbogazoase conțin în jur de 10% zaharoză (9.9%, 10.2%, 10.3%), ceea ce înseamnă o sticlă de 500mL va conține aprox. ~50 g zaharoză (mai mult de 4 linguri de zahăr). Sucul de portocale proaspăt are 12% zaharoză ceea ce corespunde la 5 linguri de zahăr într-0 sticlă de 500mL.

O băutură ”Coca Cola Light” conține 0.2% zahăr, deci gustul dulce este atribuit îndulcitorilor din suc. Cantitatea mică de zahăr prezentă provine de la caramelul folosit la prepararea acestor tipuri de băuturi. Un energizant conține mai mult zahăr: 15% ceea ce înseamnă că o sticlă de 330 mL poate conține aceeași cantitate de zahăr ca și o băutură carbogazoasă la 500 mL. Băuturile de tip Nesstea au un conținut de zahăr de 4,6% ceea ce sugerează utilizarea îndulcitorilor pentru a asigura aceeași senzație gustativă de dulce ca și a celorlalte băuturi. Măsurând cele două băuturi produse acasă (sirop de coacăze negre și

de soc) obținem 19.5% și respectiv 19.2%. Asta înseamă că un pahar de 330 mL va conține 64.35 g de zaharoză (5.36 linguri de zahăr). După măsurarea conținutului de zahăr din câteva băuturi comune se pot conduce discuții interesante pe aceste teme. Cel mai important nu este să știm concentrația de zahăr din băuturile pe care le bem zi de zi, ci să fim conștienți de cantitatea de zahăr pe care o bem și consecințele implicite asupra sănătății noastre.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Aruncați băuturile rămase la chiuvetă sub un jet de apă.

IMAGINI

Fig. 1, 2 Câteva băuturi și conținutul de zahăr măsurat cu un refractometru.

Fig. 3, 4 În stânga avem o băutură răcoritoare comercială iar în dreapta sirop de soc folosit în timpul primăverii ca băutură răcoritoare naturală.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Sugar_beet
2. http://edition.cnn.com/2016/08/31/health/sugar-tax-obesity/
3. http://hannainst.com/hi96801-digital-refractometer-for-brix-analysis.html

DETERMINAREA REFRACTOMETRICĂ A CONȚINUTULUI DE ZAHĂR DIN FRUCTE

PREZENTARE GENERALĂ

Conținutul de zahăr din fructe este un aspect nutrițional important și trebuie luate în considerare în cazul unei restricții a dietei. Unele fructe au un conținut crescut de zahăr (struguri, prune, banana) în timp ce altele conțin mai puțin (majoritatea fructelor de pădure: mure, zmeură, căpșuni, precum și în citrice: grapefruit, portocale, nectarine, mandarine).[1] Există câte un exemplu de fruct din fiecare categorie care depășește cu mult media. Celelalte sunt considerate cu un conținut mediu de zahăr. Bineînțeles, conținutul de zahăr din fructe poate varia mult în funcție de tipul fructului, locul în care a fost cultivat, gradul de coacere sau maturitatea fructului, etc. Deci abordăm global această analiză și luăm în considerare toți acești factori.

Totodată, conținutul de zahăr al fructelor poate varia în funcție de cele trei zaharide principale pe care le putem găsi în fruct: glucoza, fructoza, zaharoza. În timp ce merele și perele au un conținut ridicat de fructoză, piersicile, caisele, nectarinele și mango conțin în cea mai mare parte zaharoză. Alte fructe conțin glucoză și fructoză în proporții aproape egale (cireșele, vișinele, carambola, afinele, murele, căpșunii, strugurii).[2,3]

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Conținutul de zahăr din fructe este măsurat cu ajutorul unui refractometru. Principiul este identic cu cel aplicat în experimentul "*Determinarea refractometrică a zahărului din băuturi*", dar folosind un dispozitiv diferit capabil să măsoare zahărul invertit, deoarece majoritatea fructelor conțin atât glucoză cât și fructoză.

Procedura descrisă folosește un refracotmetru electronic având o mică adâncitură pentru porba de analizat, așezată deasurpa unui senzor capabil să măsoare indicele de refracție și să returneze rezultatul direct calibrat în % zahăr. Primul pas este calibrarea refractometrului cu apă distilată pentru a seta punctual "zero" sau de start. Consultați manualul de utilizare pentru a face asta deoarece sunt mai multe astfel de aparate disponibile pe piață iar metoda de calibrare poate varia. Luați diferite fructe și plasați câteva picături de suc de fructe pe senzorul refractometrului. Apăsați butonul "READ" și notați valorile obținute.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Folosiți doar hârtie dintr-un material fin sau o pânză din bumbac pentru a absorbi proba de analizat și pentru a curăța senzorul refractometrului. Aveți grijă să nu zgâriați senzorul, în momentul în care-l curățați deoarece orice zgârietură va altera ireversibil viitoarele măsurători. Folosiți apă distilată pentru a curăța sucul de fructe rămas, pentru a nu altera alte măsurători.

CONCLUZII

Măsurătorile efectuate asupra mai multor tipuri de struguri au sugerat concentrații variind între 15% și 22%. Surprinzător, conținutul în zahăr al unei lămâi a fost 9.1%, iar pentru o portocală 7.3% în timp ce clementina a returnat un rezultat de 8.3%. Chiar și pentru mere s-au măsurat concentrații de până la 15%, media fiind situată în jur de 10%. După acest experiment puteți dezbate împreună cu elevii subiecte precum dieta lor și ce fructe ar trebui să consume zi de zi.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Păstrați locul de lucru curat și ordonat și aruncați la gunoi resturile.

IMAGINI

Fig. 1-4 Câteva fructe și conținutul lor de zahăr măsurat cu un refractometru (de la stânga la dreapta struguri și clementină (sus), măr și pară (jos))

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.enzafoods.co.nz/the-company/technology/fruit-sugar-chart
2. https://www.pinterest.com/pin/549368854518665984/
3. http://lifespa.com/can-fruit-make-you-fat/
4. http://hannainst.com/hi96804-digital-refractometer-for-invert-sugar-analysis.html

DETERMINAREA REFRACTOMETRICĂ A ZAHĂRULUI DIN VINURI

PREZENTARE GENERALĂ

Gustul dulce al vinurilor este determinat de câțiva factori, incluzând nu doar conținutul de zahăr ci și cel de alcool, conținutul de diferiți acizi, prezența taninurilor și dacă este spumant sau nu. Este bine-cunoscut faptul că alcoolul este produs de fermentația asa-numitelor zaharuri "fermentabile" prezente în must. Câteva dintre aceste zaharuri nu suferă procesul de fermentație alcoolică (din cauza diferitelor tehnici utilizate) și rămân în vin devenind "zahăr rezidual". Din cauza faptului că glucoza este fermentată la o viteză mai mare decât fructoza, la sfârșitul fermentării vom obține un vin cu o mare proporție de fructoză ca zahăr rezidual. De asemenea, în must există anumite zaharide "ne-fermentabile", în mare pentoze, care se regăsesc de asemenea în vinuri ca zahăr rezidual. [1] Conținutul de zahăr din vinuri este important deoarece sunt clasificate și etichetate după acest criteriu în: SECI, până la 4g/L (unele surse consideră <2 g/L [2]); DEMI-SECI între 4 și 12 g/L; DEMI-DULCI între 12 și 45 g/L și DULCI peste 45 g/L. Măsurând/cunoscând conținutul de zahăr al unui vin putem avea un indice de calitate al acestuia. Acest lucru este important deoarece zahărul poate ascunde anumite defecte ale vinului. De aceea se spune că cel mai bine poți judeca un vin dacă acesta este sec.

PROCEDURĂ EXPERIMENTALĂ

Conținutul de zahăr rezidual din diferite vinuri este măsurat folosind un refractometru care se bazează pe fenomene de refracție precum cele descrise în ultimele două experimente. Pentru acest experiment, vom folosi un dispozitiv special pentru măsurarea conținutului de zahăr din vinuri, deoarece acest dispozitiv ține cont și de conținutul de alcool al lichidului și influența sa asupra indicelui de refracție.

Procedura descrisă folosește un refractometru electronic cu o adâncitură pentru proba lichidă plasată deasupra senzorului capabil să măsoare indicele de refracție și să returneze rezultatul calibrat în % zahăr. [3]

Consultați manualul utilizatorului pentru a calibra corect refractometrul și pentru a seta punctul "ZERO", sau de start, având în vedere că sunt câteva tipuri disponibile pe piață. Folosind o pipetă Pasteur, plasați câteva picături de vin pe senzorul refractometrului. Apăsați tasta "READ" și notați valorile măsurate. Curățați apoi senzorul si repetați experimentul cu o altă probă dintr-un vin diferit.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Folosiți doar hârtie dintr-un material fin sau o pânză din bumbac pentru a absorbi proba de analizat și pentru a curăța senzorul refractometrului. Rețineți, nu zgâriați fereastra senzorului deoarece orice zgârietură va altera ireversibil viitoarele măsurători. Folosiți apă distilată pentru a curăța vinul rămas, pentru a nu altera alte măsurători.

CONCLUZII

Măsurând conținutul de zahăr din vinuri le puteți clasifica în vinuri SECI, DEMI-SECI, DEMI-DULCI sau DULCI. Puteți întreba elevii ce alți parametri măsurați la vinuri, ne dau detalii despre calitatea produsului. Deoarece experimentul se bazează pe refracția unei raze incidente, prezența orcărei altă substanță care poate altera indicele de refracție (acizi, conținut de alcool diferit de cel normal) va altera valoarea măsurată, cauzând erori pozitive sau negative.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Aruncați probele de vin la chiuvetă și curățați locul de lucru.

IMAGINI

Fig. 1-4 Determinarea conținutului de zahăr pentru 4 tipuri diferite de vin din 4 țări.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Sweetness_of_wine
2. http://www.oenologie.fr/oeno/chimie/constituants2.shtml
3. http://hannainst.com/hi96811-digital-refractometer-for-brix-analysis-in-wine.html

IDENTIFICAREA MIERII CONTRAFĂCUTE

PREZENTARE GENERALĂ

Mierea de albine este un produs natural produs de albine din nectarul florilor și sucurile dulci ale fructelor. Albinele culeg nectarul, îl prelucrează, îi reduc conținutul de apă și îl stochează ca sursă de hrană în faguri. Mierea conține cantități diferite de glucoză și fructoză, în funcție de sursa nectarului, dând astfel diferite tipuri de miere.

Datorită faptului că mierea de albine este un produs natural cu mare valoare comercială există numeroase cazuri în care acest produs este contrafăcut unii producători fabricând din produse industriale un suc dulce, vâscos care imită mierea fără să aibă calitățile nutritive și medicinale ale mierii naturale. Pentru astfel de produse se folosesc zahăr invertit, sirop dulce provenit de la hidroliza amidonului din porumb sau cartofi, pectine, amidon, glicerină, caramel, alți coloranți, conservanți precum acidul salicilic sau benzoic.

Prezența zahărului invertit, care se fabrică prin procedee industriale, din zahăr tos, se poate pune în evidență datorită asocierii acestuia cu o substanță care se formează în paralel, în timpul hidrolizei acestuia la încălzire: *hidroxi metil furfural* (HMF). HMF apare în mierea naturală în concentrații mai mici de 10 ppm (<10 mg/L) în timp ce în mierea contrafăcută HMF este prezent în concentrații de 15 ori mai mari sau chiar mai mult (>150 mg/L). HMF se poate izola din miere prin procedee simple de extracție, se poate concentra, fiind pus apoi în evidență prin metoda Fiehe care utilizează rezorcinol care dă reacție pozitivă cu HMF prin apariția unei colorații roșii intense, colorație care lipsește sau este foarte slabă și dispare în 3 minute în cazul mierii naturale cu nivel foarte scăzut de HMF.

Prezența glucozei provenită din hidroliza amidonului de porumb sau din cartofi se bazează pe capacitatea iodului de a pune în evidență colorații specifice cu urme de amidon rămase în urma hidrolizei, urme care nu pot fi evitate când mierea este contrafăcută cu astfel de surse de glucoză.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

a) Prezența *hidroxi metil furfuralului* (HMF) se face prin prelevarea unei probe de 3,0 g miere care este amestecată cu 5 mL eter etilic. Agitați bine amestecul, lăsați să stea câteva minute apoi decantați eterul într-un pahar Berzelius curat. Repetați operația de trei ori, cu câte 5 mL de eter acesta colectându-se în același pahar. Puneți paharul într-o baie de apă la 30°C, lăsați eterul să se evapore și soluția să se concentreze.

În paralel preparați o soluție de rezorcinol (1,2 meta dihidroxi benzen) prin dizolvarea a 0,50 g rezorcinol în 50 mL HCl 37%. Agitați bine amestecul pentru a asigura dizolvarea și stocați soluția într-un flacon închis cu cât mai puțin aer în acesta.

Luați 2 mL de concentrat eteric și adăgați în picături soluția acidă de rezorcinol. Dacă apare o colorație roșie evidentă, care durează mai mult de 5 minute atunci cel mai probabil mierea este contrafăcută sau a fost supusă unor operații de încălzire care a generat HMF indicând astfel condiții improprii de depozitare. O colorație roz nu indică probleme în ceea ce privește originea mierii.

b) Prezența resturilor de amidon se pot identifica cu ajutorul unei soluții de iod 1%. Pentru a face identificarea realizați un amestec miere:apă 1:1, fierbeți-l pentru a elimina diastaza (o enzimă care este prezentă dacă amidonul a fost descompus în maltoză apoi în glucoză) și lăsați amestecul să se răcească. Picurați o soluție de iod 1,0%. Apariția unei culori albastre sau verzi indică prezența resturilor de amidon, deci utilizarea soluțiilor de glucoză obținute industrial pentru fabricarea mierii.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Manevrați cu mare atenție eterul etilic întrucât este foarte inflamabil. Nu permiteți existența unei flăcări deschise în laborator când lucrați cu eter. Lucrați în nișă sau asigurați o ventilație corespunzătoare a locului.

Dietil eter

I_2

CONCLUZII

Dacă se identifică prezența *hidroxi metil furfuralului* (HMF) în concentrații mai mari de 10 ppm, ceea ce este ilustrată de o colorație roșie persistentă atunci mierea fie conține zahăr invertit, adică zahăr exogen, neprelucrat de albine fie mierea a cristalizat și a fost reîncălzită pentru a avea o consistență corespunzătoare, fără cristale. HMF apare în situația în care soluții care conțin glucoză sunt supuse unui tratament termic. În mod normal prezența HMF nu indică toxicitate. Orice lichid dulce care a fost încălzit conține acest compus în cantități mari, de ordinul sutelor de mg/L. Însă în miere, care în stup nu este supusă stresului termic acest compus, *hidroxi metil furfuralul,* este prezent doar în cantități mici, orice depășire a concentrației de 10 mg/L sugerând operații străine de originea naturală a acestui produs apicol.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Lucrați numai cu cantități mici de eter etilic și asigurați evaporarea în siguranță a extractului folosit. Resturile apoase de miere se pot elimina la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Prelevarea unei probe de 3,0 g miere într-un mojar.

Fig. 2 Extracția cu eter a mierii în vederea identificării HMF, prezent în mierea contrafăcută sau depozitată incorect.

Fig. 3 Evaporarea eterului etilic din extract folosindu-se o baie de apă la 30°C.

Fig. 4 Extract eteric concentrat pregătit pentru reacția cu rezorcinolul acidifiat.

Fig. 5 O colorație ușor roz nu indică probleme pentru calitatea mierii.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://firatozel.files.wordpress.com/2011/11/gc4b1da-analizleri.pdf
2. www.abs.kafkas.edu.tr
3. www.megep.meb.gov.tr/mte_program_modul/moduller_pdf/Bal%20Analizleri%201.pdf

IZOLAREA ADN DIN CEAPĂ

PREZENTARE GENERALĂ

ADN-ul a fost prima dată observat de biochimistul Frederich Minescher în 1869. Pentru mulți ani însă, cercetătorii nu au realizat importanța crucială a acestei molecule pentru înțelegerea mecanismelor dintr-o celulă vie. Doar în 1953 James Watson, Francis Crick, Maurice Wilkins și Rosalind Franklin au reușit să propună structura acestei molecule complexe, în formă de helix dublu, care poartă informație vitală pentru sinteza proteică și pentru diviziunea celulară. Pentru dezvoltarea acestei teme cercetătorilor James Dewey Watson, Francis Harry Compton Crick și Maurice Hugh Wilkins li s-a decernat Premiul Nobel pentru medicină în 1962.

ADN-ul este alcătuit din nucleotide. Fiecare nucleotidă poartă o grupare fosfat, una de zaharidă și o bază azotată. Cele patru baze azotate prezente sunt: adenina A; guanina G; timina T și citozina C. Ordinea acestor baze azotate în molecula de ADN este cea care este capabilă să codeze diferite instrucțiuni sau codul genetic. Așa cum literele din alfabet, în diferite asocieri, pot să formeze cuvinte care permit comunicarea, tot așa și ordinea bazelor azotate in ADN poate să codeze informații unice, care sub forma genelor reprezintă limbajul celulei care ne spune cum trebuie sintetizată o anumită proteină, marea varietate de combinații generând de fapt marea varietate a materiei vii și a indivizilor din cadrul unei specii.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

ADN-ul se găsește în orice celulă vie. Prezenta procedură se referă la modalitatea de izolare a ADN-ului din ceapă. Se alege ceapa pentru că această legumă nu conține amidon, astfel se elimină interferențele la izolarea ADN. Pentru aceasta preparați *soluția A* formată din 20 g de clorură de sodiu (NaCl), 20 mL detergent lichid și apă distilată până la un volum final de 200 mL.

Tăiați dintr-o ceapă mare un cub de 4 cm, așezați-l într-un blender sau un pahar mare și adăugați 100 mL soluție A. Porniți blenderul timp de 1 minut apoi filtrați amestecul lichid rezultat. Prelevați o probă de 6 mL filtrat peste care adăugați cu mare atenție 6 mL de alcool etilic concentrat și cât mai rece. Observați că se formează două faze. După câteva minute se pune în evidență, în faza superioară, alcoolică, un precipitat care este ADN-ul celulelor de ceapă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

CH_3-CH_2-OH

CONCLUZII

Detergentul distruge membrana celulară făcând grăsimile și proteinele să precipite și eliberând astfel conținutul celular respectiv nuclear în soluția A. Sarea de bucătărie NaCl este necesară pentru ecranarea grupărilor fosfat negative ale AND permițând astfel izolarea acestuia în alcool. Deoarece ADN-ul eliberat nu este solubil în alcool etilic se poate preleva din acesta cu un bețișor sau cu o pipetă Pasteur.

Procedurile de extracție diferă în foarte multe cazuri. De exemplu în anumite situații se folosește tratamentul termic după amestecarea cu soluția A în vederea eliberării AND din celule. În acest caz ceapa se taie cuburi mai degrabă grosiere decât mărunte și se ține într-o baie de apă la 55-60°C timp de 10-12 minute apăsându-se de peretele vasului bucățile de ceapă pentru eliberarea ADN. [3]

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Solidul de pe hârtia de filtru se poate arunca la gunoi în timp ce filtratul se poate arunca la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

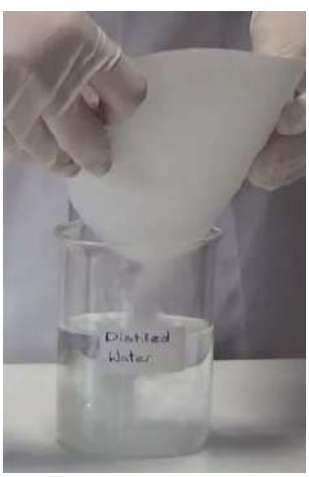


Fig. 1 Adăugați 20 g sare NaCl la aproximativ 100 mL apă distilată.

Fig. 2 Adăugați 20 mL de detergent lichid la soluția salină.

Fig. 3 Completați cu apă până când volumul soluției devine 200 mL. Aceasta este *Soluția A*.

Fig. 4 Tăiați ceapa în bucăți și plasați-o într-un pahar Berzelius.

Fig. 5 Adăugați 100 mL de soluție A peste ceapa mărunțită.

Fig. 6 Amestecați cu un blender cel puțin 1 minut.

Fig. 7 Filtrați amestecul mărunțit și păstrați filtratul pentru următorii pași.

Fig. 8 Adăugați la 6 mL filtrat prelingând pe peretele vasului 6 mL de alcool etilic absolut.

Fig. 9 Observați apariția a două faze și apariția unui solid în faza superioară după câteva minute.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. www.biotech.wisc.edu
2. www.tau.ac.il
3. http://www.biotech.iastate.edu/publications/lab_protocols/DNA_Extraction_Onion.html

INFLUENŢA TEMPERATURII ASUPRA VITEZEI REACŢIEI DINTRE Mg ŞI HCl

PREZENTARE GENERALĂ

Scopul acestui experiment este de a stabili în ce măsură temperatura influenţează viteza reacţiei dintre Mg şi HCl. Ne aşteptăm ca viteza reacţiei să crească pe măsură ce temperatura creşte şi ea.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- 2 vase Petri
- HCl 1 M
- Termometru
- Suport pentru eprubete
- Panglică de magneziu
- Foarfece
- 2 cilindri pentru măsurare
- Riglă
- 2 eprubete
- Baie de apă de 80°C

Pregătiţi 2 eprubete în care introduceţi în fiecare 5 mL HCl 1M. Măsuraţi cei 5 mL cu un cilindru şi pregătiţi, de asemenea, panglicile de magneziu, tăiate la 2 cm.

Începeţi cu prima eprubetă. Temperatura HCl din aceasta este de 20°C. Goliţi cei 5 mL de HCl într-un vas Petri.

Introduceţi cea de-a doua eprubetă conţinând tot 5 mL de HCl într-o baie de apă de 80°C şi aşteptaţi câteva minute ca soluţia să se încălzească. Apoi goliţi HCl într-un alt vas Petri.

Introduceţi cele 2 benzi de magneziu în fiecare vas Petri simultan şi măsuraţi cât timp îi ia magneziului să reacționeze complet.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HCl **Mg**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$2HCl_{(aq)} + Mg_{(s)} \longrightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2\,(g)}$$

CONCLUZII

Când temperatura creşte, se intensifică şi viteza reacţiei. La 20°C, viteza reacţiei este cu mult mai slabă decât la 80°C. Puteţi, de asemenea, observa că cu cât este mai mare temperatura, cu atât la suprafața panglicii de magneziu se pune în evidență o degajare mai intensă de hidrogen.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

La sfârşitul reacţiei, diluaţi soluţia cu apă şi eliminaţi-o la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

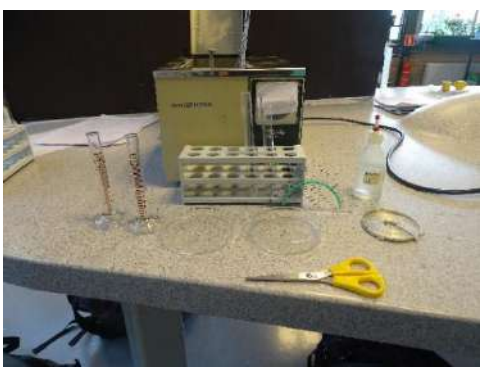


Fig. 1 Materiale necesare experimentului.

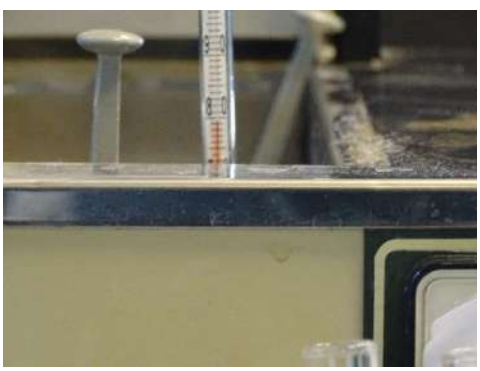


Fig. 2 Baia de apă la 80°C.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Chemiekaarten 15e editie, blz. 780, 1217 en 1218

INFLUENŢA CONCENTRAŢIEI ASUPRA VITEZEI REACŢIEI DINTRE Mg ŞI HCl

PREZENTARE GENERALĂ

Scopul acestui experiment este să stabilească gradul de influenţă a concentraţiei de HCl asupra vitezei de reacţie cu Mg.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- 2 vase Petri
- Eprubete
- panglică de magneziu
- 3 sticluţe cu HCl având următoarele concentraţii: 0.01 M, 1 M și 1.5M.
- Foarfecă
- Cilindru de măsurare

Pregătiţi vasele Petri. Tăiaţi panglica de magneziu în patru părţi de aprox. 1,5 cm lungime. Turnaţi 10 mL acid clorhidric în cele 2 vase Petri, 0.01 M în primul, 1 M în al doilea. Introduceţi o parte din panglica de magneziu în cele două vase şi comparaţi timpul necesar pentru ca ambele reacţii să se producă integral. Repetaţi operaţiunea, dar de această dată comparaţi concentraţiile de 1M cu 1.5 M.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

HCl

H_2

Mg

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)} + MgCl_{2(aq)}$

CONCLUZII

În decursul acestui experiment, acidul clorhidric a reacţionat cu magneziul pentru a forma hidrogen gazos şi clorură de magneziu. O concentraţie mai mare de reactanţi, în acest caz HCl, generează o mai mare viteză de reacţie.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Adăugaţi apă în vasele Petri pentru a dilua înainte de a arunca totul în chiuvetă.

PHOTO

Fig. 1 Materialele necesare experimentului

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.http://www.sciencelab.com/msds.php?msdsId=9924285
2. http://www.sciencelab.com/msds.php?msdsId=9924535
3. http://www.sciencelab.com/msds.php?msdsId=9926023
4. http://www.praxair.com/-/media/documents/sds/hydrogen/hydrogen-gas-h2-safety-data-sheet-sds-p4604.pdf?la=en

INFLUENŢA REACTIVILOR ASUPRA VITEZEI REACŢIEI

PREZENTARE GENERALĂ

Obiectivul acestui experiment este acela de a demonstra că folosirea diferitor materiale (de pildă, zinc şi magneziu) ce vor intra în reacţie cu acidul clorhidric va genera diferite viteze ale reacţiei.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Pudră de magneziu (0.3 g)
- Pudră de zinc (0.8 g)
- Acid clorhidric (1 M)
- 2 vase Petri
- 2 creuzete
- 1 pereche de balanţe
- 2 eprubete

Cantitatea în moli de reactiv trebuie să fie egală atât pentru pudra de zinc, cât şi pentru cea de magneziu, de aceea trebuie să folosiţi 0,3 grame de pudră de magneziu şi 0,8 grame de pudră de zinc. Cântăriţi cu grijă substanţele şi depuneţi-le în vasele Petri. Turnaţi 15 mL de acid clorhidric în cele 2 eprubete. Atenţie la cantitatea de acid clorhidric din cele 2 eprubete, ea trebuie să fie identică. Introduceţi magneziul în prima eprubetă şi zincul în cea de-a doua. Aşteptaţi ca acidul clorhidric să reacţioneze cu fiecare dintre cele două substanţe şi urmăriţi atent cele două vase Petri pentru a sesiza diferenţa în ce priveşte viteza reacţiei. Cronometraţi timpul necesar fiecărui metal pentru ca reacţia cu acidul clorhidric să fie complet finalizată.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Mg		**Zn**	
HCl		**$MgCl_2$**	
$ZnCl_2$		**H_2**	

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Mg_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)}$ ---> $MgCl_{2\,(aq)} + H_{2\ (g)}$

$Zn_{(s)} + 2\ HCl_{(aq)} \dashrightarrow ZnCl_{2\ (aq)} + H_{2\ (g)}$

CONCLUZII

În urma producerii celor două reacţii, aţi putut observa ca acidul clorhidric a avut o viteză de reacţie mai mare cu magneziul decât cu zincul. Viteza de reacție este mai mare acolo unde reactivitatea unuia din reactanți este mai mare. Faptul că magneziul este mai reactiv decât zincul este ilustrat de timpul mai scurt în care are loc reacția, vizualizată prin degajarea de gaz. Pentru reușita acestui experiment cele două metale trebuie să se găsească la aceeași granulație.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Produsele de reacție vor fi aruncate în recipientul pentru deşeuri anorganice puțin toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig.1 Imagine ilustrând începutul experimentului

Fig. 2 Produsele reacţiei HCl cu Mg (dreapta) şi HCl cu Zn (stânga).

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Magnesium
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Zinc
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Hydrochloric_acid
4. https://en.wikipedia.org/wiki/Zinc_chloride
5. https://en.wikipedia.org/wiki/Magnesium_chloride

INFLUENȚA GRANULAȚIEI REACTANȚILOR ASUPRA VITEZEI DE REACȚIE

PREZENTARE GENERALĂ

Cinetica chimică este un capitol important în fiecare carte de chimie deoarece ne arată sau demonstrează viteza cu care se desfășoară anumite procese/reacții din jurul nostru. În mod natural, este studiată influența pe care o au anumiți factori asupra vitezei de reacție (revedeți experimentele anterioare pentru o analiză mai detaliată asupra factorilor care afectează viteza de reacție).

Acest experiment, avându-și rădăcinile în teoria ciocnirilor, ne arată cum granulația reactanților afectează viteza de reacție. Ca un exemplu practic, bucăți de marmură, $CaCO_3$, de diferite dimensiuni, sunt reacționate cu acid clorhidric 2M. Deoarece reacția produce un gaz care părăsește sistemul putem să măsurăm cu precizie cantitatea de CO_2 degajată în timpul experimentului și reprezentând grafic masa de CO_2 în funcție de timp ne oferă date cantitative cu privire la influența granulației reactanților asupra vitezei de reacție. [1]

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ DE LUCRU

Preparați 500 mL de soluție 2M de HCl și pregătiți granule de marmură de diferite dimensiuni. Cântăriți 2,000 g de marmură folosind bărcuțe de cântărire din plastic. Lasați-le pe platoul balanței analitice și plasați lângă fiecare, pe același platou, un pahar conic conținând 40 mL de soluție de acid. Apăsați butonul TARA astfel încât ecranul să afișeze 0,000g. Pregătiți un cronometru pentru următorul pas al experimentului.

Cu mișcări rapide dar precise turnați granulele de marmură în paharul conic evitând împrăștierea lor în jurul paharului. Puneți bărcuța de cântărire pe taler și în același timp porniți cronometrul. Notați la fiecare 10 secunde pierderea de CO_2, înregistrată de balanță ca variație de masă negativă. Măsurați cel puțin 6-7 intervale de câte 10 secunde și trasați graficul în care pierderea de masă este reprezentată în funcție de timp. [1]

Repetați experimentul cu aceleași cantități de acid și marmură dar folosind marmura de diferite granulații. Efectuați experimentul și cu $CaCO_3$ sub formă de pudră. Înregistrați de fiecare dată variația de masă și reprezentați-o în funcție de timp pe grafic.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Acidul clorhidric este un acid tare, coroziv.

HCl

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$CaCO_{3(s)}$ + 2 $HCl_{(aq)}$ ---> $CaCl_{2(aq)}$ + $CO_{2(g)}$ + $H_2O_{(l)}$

CONCLUZII

Carbonatul de calciu în reacție cu acidul clorhidric degajă dioxid de carbon. Acesta este un compus gazos și părăsește sistemul determinând scăderea masei amestecului, proces observat pe afișajul balanței analitice unde masa negativă reprezintă masa de dioxid de carbon degajată.

Deoarece reacția implică un solid ($CaCO_3$) aceasta are loc la o viteză mai mare atunci când solidul este sub formă de granule mici sau chiar pudră. [2] Cântărind masa de CO_2 degajat în funcție de timp putem monitoriza viteza de reacție. Reprezentând toate variațiile de masă pe același graphic, pentru diferite experimente (vezi fig. 2), putem observa influența suprafeței de contact asupra vitezei reacției. Panta ne oferă un indicator asupra vitezei. Panta este mult mai abruptă pentru carbonatul de calciu sub formă de pulbere deoarece suprafața accesibilă reacției cu acidul clorhidric este mult mai mare decât în cazul granulelor mai mari, permițând desfășurarea mai multor ciocniri pe secundă. [3] Mai multe ciocniri pe unitatea de timp înseamnă o probabilitate mai mare ca reactanții să fie în poziții favorabile din punct de vedere geometric pentru a putea trece bariera de energie (energia de activare), ceea ce conduce la o cantitate mai mare de produși de reacție în același interval de timp.

Deasemenea puteți reprezenta volumul de CO_2 în funcție de timp; graficul va fi evident diferit dar va avea aceeași formă și va respecta aceleași reguli: cu cât panta este mai abruptă cu atât viteza de reacție este mai mare.

În timpul experimentului este important să folosiți același volum de soluție de acid clorhidric cu aceeași concentrație și aceeași cantitate de carbonat dar de granulații diferite, pentru ca rezultatele obținute să fie relevante și să poată fi comparate.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Substanțele folosite nu sunt dăunătoare mediului înconjurător chiar dacă acidul este folosit în exces de 400%. Prin urmare soluția rezultată va fi acidă și va trebui neutralizată înainte să fie aruncată la chiuvetă.

Neutralizați soluția fie cu lapte de var sau cu o soluție de carbonat/ bicarbonat de sodiu înainte de a o arunca, pentru a evita coroziunea sistemului de canalizare.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Ansamblul experimental pentru analizarea influenței suprafeței de contact a substanțelor solide asupra vitezei de reacție pentru reacția dintre carbonat de calciu sub formă de granule ($CaCO_3$) și acid clorhidric (HCl).

Fig. 2 Pierderea de masă la 5 secunde de la începerea reacției cu $CaCO_3$ sub formă de pulbere. 0,759g CO_2 s-au degajat.

Fig. 3 Pierderea de masă la 5 secunde de la începerea reacției cu $CaCO_3$ sub formă de granule de 5 mm. 0,015g CO_2 s-au degajat.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Talbot C.; Harwood R.; Coates C.; *Chemistry For The IB Diploma Second Edition;* Hodder Education, London, 2015; p. 214-215
2. Ritchie R.; *Revise AS Complete Study & Revision Guide*; Letts Educational Ltd; London, 2008, p. 106
3. Harwood R.; Lodge I.; *Cambridge IGCSE Chemistry Coursebook, 4th edition;* Cambridge University Press, Cambridge; 2015, p. 183

INFLUENŢA CATALIZATORILOR ASUPRA VITEZEI DE REACŢIE

PREZENTARE GENERALĂ

Catalizatorii sunt substanțe care cresc considerabil viteza de reacție influențând mecanismul acesteia prin coborârea nivelului energiei de activare. Catalizatorii pot fi diferiți în funcție de procesul catalizat: metale, oxizi, diferiți compuși anorganici sau organici. Un catalizator acționează asupra mecanismului vitezei de reacție dar se regăsește integral la finalul reacției. Dacă un catalizator are starea de agregare diferită de cea a reactanților atunci vorbim de cataliză eterogenă. Dacă un catalizator este solubil în mediul în care se realizează reacția vorbim de cataliză omogenă.

Nu există nicio regulă care să prefigureze care substanță este capabilă să catalizeze un anumit proces chimic.

Obiectivul acestui experiment este de a evidenţia gradul de influenţare a vitezei reacţiei prin folosirea unui catalizator (H_2O_2 cu şi fără MnO_2).

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Pipetă
- Spatulă
- 2 eprubete
- Suport pentru eprubete
- Cilindru de măsurare
- Vase Petri
- Peroxid de hidrogen (H_2O_2, 3%)
- Oxid de magneziu mangan (IV) (MnO_2)

Luaţi cilindrul gradat de 10 mL şi umpleţi, cu ajutorul pipetei, două eprubete cu 8 mL de H_2O_2. Pregătiţi şi cele două vase Petri, într-unul din ele puneți un vîrf de spatulă de MnO_2. Distribuiţi în mod egal MnO_2 în vasul Petri. Celălalt vas Petri îl lăsați gol. Luaţi ambele eprubete şi turnaţi simultan şi în mod egal H_2O_2 în vasele Petri. Observaţi reacţia.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

H_2O_2 **MnO_2**

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2H_2O_{2(aq)}$ ---> $2H_2O_{(aq)} + O_{2(g)}$

CONCLUZII

Procedeul descris este unul de cataliză eterogenă. Reacția de descompunere a apei oxigenate se realizează la suprafața granulelor de catalizator. Când MnO_2 este folosit drept catalizator cu H_2O_2, reacţia de descompunere este mai rapidă, deoarece energia de activare este mai scăzută.

Puteți obține efecte spectaculoase dacă faceți variații ale experimentului prezentat. De exemplu dacă plasați 30 mL peroxid de hidrogen 30% într-un vas Erlenmeyer de dimensiuni mari (250 sau 500 mL) și adăugați un vârf de spatulă de MnO_2 (catalizator) veți obține o coloană de abur spectaculoasă cu înălțimea mai mare de 1 m.

Un alt exemplu spectaculos îl obțineți dacă plasați într-un cilindru gradat mare (1L) sau Erlenmeyer mare (500 mL sau 1 L) aproximativ 50 mL de H_2O_2 peste care turnați 30-40 mL de săpun de vase și puțin colorant alimentar. Adăugați peste amestec 50 mL de soluție concentrată de KI sau chiar MnO_2. Catalizatorul descompune cu viteză mare peroxidul de hidrogen H_2O_2 care generează o spumă abundentă, colorată, care iese din vas și se împrăștie pe masă.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Turnaţi produsele de reacție care conțin dioxid de mangan într-un recipient pentru deşeuri anorganice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Toate materialele necesare experimentului.

Fig. 2 Rezultatul experimentului.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. www.chemieleerkracht.be
2. Chemiekaarten (book), 15e edition 2000, blz 790 + 1195

REACȚIA AUTOCATALITICĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Un catalizator este un compus chimic capabil să crească viteza unei reacții chimice prin scăderea dramatică a valorii energiei de activare, catalizatorul regăsindu-se integral la finalul reacției. În viața de toate ziele ne întâlnim frecvent cu procese chimice catalizate. Unul dintre cele mai comune procese este cel de conversie catalitică a gazelor de eșapament de la motoarele care funcționează pe benzină. De asemenea marea majoritate a proceselor biochimice din organismele vii sunt procese catalitice, ele derulându-se cu concursul enzimelor.[1]

Un proces mai puțin cunoscut, dar foarte relevant pentru diferite tipuri de catalizatori este procesul de autocataliză. În cadrul unui proces de autocataliză se pune în evidență acțiunea unui catalizator care, în cursul procesului chimic își crește activitatea catalitică, accelerând și mai mult procesul chimic asupra căruia acționează.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Preparați o soluție de tartrat de sodiu și potasiu 10% (sare Seignette) prin cântărirea a 13.428g of $NaKC_4H_4O_6*4H_2O$ și adăugarea de apă până când soluția ajunge la masa de 100g.

A doua soluție necesară este una de peroxid de hidrogen 15% (H_2O_2). Unii autori recomandă utilizarea unei soluții de (H_2O_2 = 5%) [2].

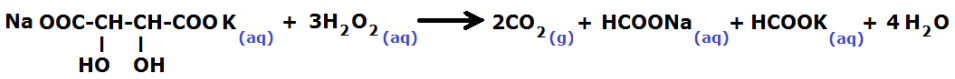
Puneți într-un pahar Berzelius de 250 mL 10 mL de soluție de sare Seignette și 10 mL de peroxid de hidrogen. Observați amestecul și comportamentul acestuia. Repetați experimentul încălzind în prealabil cei doi reactanți la 70°C. Observați din nou ce se întâmplă. Adăugați apoi în pahar câteva picături de soluție $CoCl_2$ 5% obținută prin măsurarea a 1.832 g of $CoCl_2*6H_2O$ și adăugarea de apă distilată până când soluția are masa 20 g. Observați schimbările care apar atât în culoarea soluției cât și în modul în care se degajă CO_2 în diferite situații.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$NaKC_4H_4O_6$ No GHS symbols **$CoCl_2$**

H_2O_2

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



CONCLUZII

Soluția de peroxid de hidrogen oxidează tartratul de sodiu și potasiu (cunoscută sub numele *sare Seignette* sau *sare Rochelle* după numele chimistului Pierre Seignette care a preparat-o prima dată 1675 în La Rochelle, Franța) [3]. Procesul de oxidare nu se pune în evidență la temperatura camerei și nici când cei doi reactivi se află la 70°C.

Adăugarea soluției roz de $CoCl_2$ în paharul Berzelius crește viteza reacției, punându-se în evidență o degajare de gaz, CO_2. Aceasta demonstrează rolul de catalizator al $CoCl_2$ care face reacția să se desfășoare pe căi alternative, care au o energie de activare mai mică. Datorită prezenței apei oxigenate, ionii de Co^{2+} se oxidează la Co^{3+}, de culoare verde, ceea ce determină creșterea și mai puternică a vitezei de reacție. Se observă că pe măsură ce crește cantitatea de ioni de Co^{3+} din amestec, crește și intensitatea efervescenței care este caracteristică reacției de oxidare a tartratului cu soluția de peroxid de hidrogen. Această a doua cale alternativă are o energie de activare și mai scăzută ceea ce face ca procesul să se deruleze cu viteză și mai mare.

În cele din urmă, când s-a consumat peroxidul de hidrogen (H_2O_2), degajarea de CO_2 încetează și catalizatorul, verde, revine la culoarea inițială, roz. Datorită faptului că soluția de tartrat este luată în exces, o nouă adăugare de soluție de peroxid de hidrogen reia toți pașii descriși mai înainte. [4]

Este recomandată folosirea unui pahar Berzelius de capacitate mult mai mare (250 mL) decât volumul soluției folosite (30 mL), aceasta pentru a împiedica spuma care se formează să iasă din pahar.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile reziduale conțin ioni de Co^{2+} care sunt foarte toxici pentru mediul acvatic. Fiind iritante pentru oameni soluțiile de Co^{2+} trebuie eliminate în containere destinate colectării reziduurilor anorganice toxice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 O soluție a sării Seignette 10% tratată cu un volum egal de H_2O_2 15%. Nu se observă reacția nici la temperatură ridicată.

Fig. 2 Se adaugă 10 picături de soluție 10 $CoCl_2$ 5% ceea ce face amestecul să devină roz. La rece nu se observă nicio reacție.

Fig. 3 Odată încălzit amestecul, începe reacția de oxidare catalizată de Co^{2+} pusă în evidență de degajarea de gaz.

Fig. 4 Cea mai energică oxidare are loc când Co^{2+} este oxidat la Co^{3+}.

Fig. 5 După consumarea H_2O_2 catalizatorul format în amestec (Co^{3+}) trece în forma sa inițială (Co^{2+}).

Fig. 6 O nouă adiție de H_2O_2 repetă succesiunea etapelor de oxidare.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Mc Murry J.E.; Hoeger C.A.; Peterson V.E.; Ballantine D.S.; *Fundamentals of General, Organic and Biological Chemistry;* Seventh Edition, 2014, Pearson New International Edition, Pearson Ed Ltd, p. 207-208
2. Fatu S., Costin C., Toescu A., *Manual de Chimie pentru clasa a XII a*, Ed. Didactica si Pedagogica, Bucuresti,1998
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_sodium_tartrate
4. http://www.rsc.org/learn-chemistry/resource/res00001736

CONDUCTIBILITATEA ELECTRICĂ A DIFERITELOR MATERIALE

PREZENTARE GENERALĂ

Diferite clase de materiale (metale, săruri sau substanțe moleculare) au un comportament diferit în ceea ce privește conductibilitatea electrică. Pentru ca un material să conducă electricitate, trebuie să îndeplinească două condiții: (I) trebuie să fie prezentă sarcina, și (II) particulele încărcate trebuie să fie mobile. Diferențele de comportament pot fi explicate prin compoziția acestor clase de materiale.

Metalele pot fi considerate structuri formate din ioni pozitivi; electronii de valență se deplasează liberi prin metal. Sărurile solide sunt formate din ioni metalici pozitivi și ioni nemetalici negativi sau din grupe de ioni, dispuși într-o rețea cristalină. În privința substanțelor moleculare apare o separare a sarcinilor în cazul legăturilor polare. Structura poate fi considerată ca fiind formată dintr-o entitate de molecule individuale care formează solidul. Nu are loc transfer de sarcină între moleculele dintr-un solid.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Echipamente

- Pahar gradat;
- electrozi;
- sursă de alimentare cu curent alternativ;
- ampermetru.

Se recomandă utilizarea unui curent alternativ cu o frecvență de cel puțin 1000 Hz pentru a împiedica acțiunea reacțiilor electrochimice asupra electrozilor.

Procedeu

Pentru început, vom lua o bucată de plumb pe care o vom conecta la doi electrozi care urmează să fie integrați într-un circuit electric. După o creștere lentă a voltajului, ampermetrul va arăta o conductibilitate ridicată. Apoi plumbul este topit într-un pahar gradat și este folosit pentru a închide circuitul. Vom observa din nou o conductibilitate apreciabilă.

În al doilea rând, experimentul se repetă cu azotat de potasiu. Când vom pune electrozii într-un strat de cristale nu vom avea nici o conductibilitate. În schimb, după topire, amestecul lichid conduce curentul electric.

In sfârșit, vom efectua experimental cu apă. Cuburile de gheață nu conduc electricitatea, pe când apa, da. Rezultatele sunt prezentate în Tabelul 1.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1,2]

KNO_3

Pb

CONCLUZII

Bazându-ne pe presupunerile noastre, ne-am aștepta ca metalele să conducă electricitatea atât în stare solidă, cât și în stare lichidă. În cazul sărurilor solide, ionii sunt fixați în poziția lor din cadrul structurii cristalului, astfel încât nu ne așteptăm la conductibilitate. Totuși în starea lichidă aceștia se mișcă liber. Presupunem că substanțele moleculare nu conduc electricitatea în niciuna dintre aceste stări. Rezultatele experimentului nostru sunt în deplină concordanță cu ipotezele.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Toate materialele pot fi utilizate în mod repetat, astfel încât nu vom avea reziduuri.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

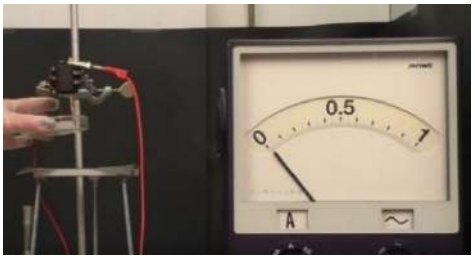


Fig 1. Gheața, cu conductibitate zero.

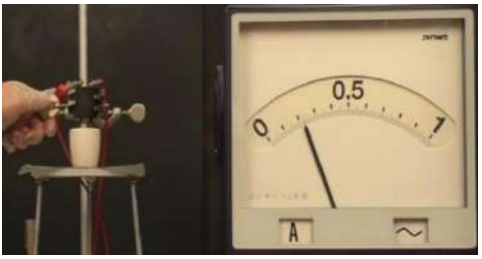


Fig 2. Plumbul lichid, care permite trecerea curentului electric

Fig 3. Topirea azotatului de potasiu KNO_3.

Tabel 1.

Conductibitate	Stare lichidă	Stare solidă
Starea moleculară	-	-
Săruri	+	-
Metale	+	+

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1 https://en.wikiorg/wiki/Lead
2 https://en.wikiorg/wiki/potassium_nitrate

CONDUCTIBILITATEA ELECTRICĂ A DIFERITELOR SOLUȚII DE SĂRURI

PREZENTARE GENERALĂ

Soluțiile de săruri sunt conscute ca fiind conductori electrici pentru că (I) după dizolvare sărurile se rup în particule încărcate (ioni), și (II) acești ioni se pot deplasa liberi în soluție. Conductibilittaea unei soluții de sare va depinde de (I) concentrația sa, de încărcarea particulelor (II) și de mobilitatea lor (III). În general, mobilitatea ionilor este asemănătoare, cu excepția celor de H^+ și OH^-.

In acest experiment vom compara conductibilitatea a 0.1 M soluție de (i) sare de bucătărie, NaCl, (ii), sodă de rufe Na_2CO_3, (iii) KNO_3 și (iv) K_2SO_4. Este de așteptat ca soluțiile (i) și (iii) să aibă o conductibilitate asemănătoare deoarece ambele sunt formate din ioni monovalenți. Din acest motiv considerăm că vom avea o conductibilitatea semnificativ mai mare în cazul soluțiilor (ii) și (iv).

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Echipamente

pahar gradat;
electrozi;
sursă de curent alternativ;
Ampermetru.

Se recomandă utilizarea unui curent alternativ cu o frecvență de cel puțin 1000 Hz pentru a împiedica acțiunea reacțiilor electrochimice asupra electrozilor.

Procedeu

Sărurile sunt dizolvate în apă pentru a se obține soluții de 0.1 M. Pentru investigare, se umple paharul gradat cu prima soluție și se reglează voltajul astfel încât să se poată măsura un curent electric semnificativ. Se repetă procedeul pentru încă alte două săruri, voltajul fiind același în toate trei experimentele. Curentul electric obținut reprezintă o măsurătoare directă a conductibilității.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1-4]

Na_2CO_3

KNO_3

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$NaCl\ (s) \rightarrow Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$ **(1)**

$KNO_3\ (s) \rightarrow K^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq)$ **(2)**

$Na_2CO_3\ (s) \rightarrow 2\ Na^+\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq)$ **(3)**

$K_2SO_4\ (s) \rightarrow 2\ K^+(aq) + SO_4^{2-}\ (aq)$ **(4)**

CONCLUZII

Curenții electrici din soluțiile (i) și (iii) nu au avut diferențe semnificative în timp ce valorile din soluțiile (ii) și (iv) au fost semnificativ mai mari. Rezultatele experimentului nostru sunt în deplină concordanță cu ipotezele.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile de sare nu conțin componente dăunătoare, astfel încât ele pot fi tratate ca ape reziduale.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Soluțiile care vor fi investigate.

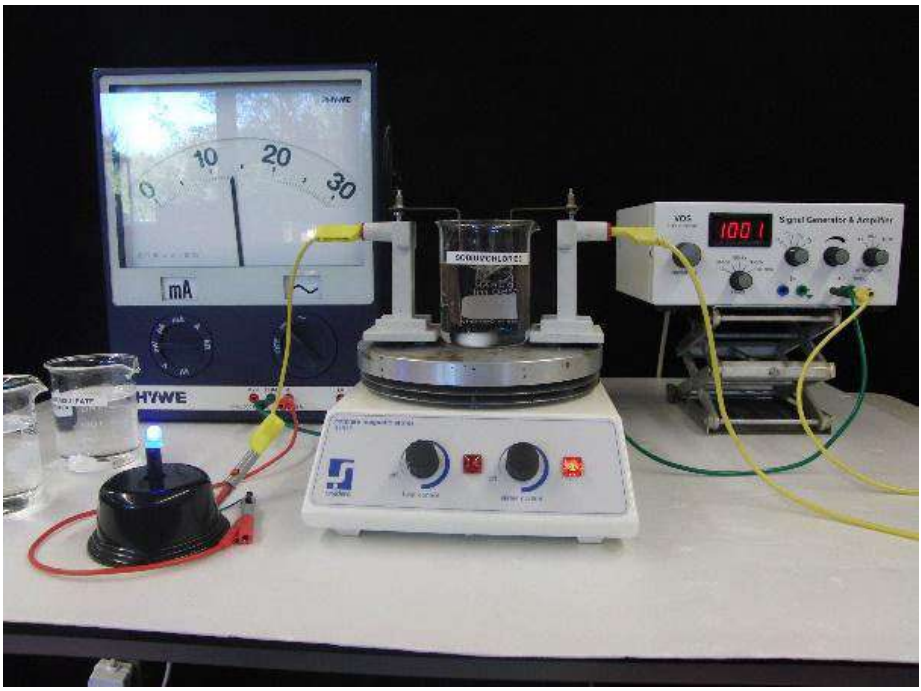


Fig 2. Echipamentul în acțiune.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikipedia.org/wiki/sodium_chloride;
2. http://en.wikipedia.org/wiki/sodium_carbonate;
3. http://en.wikipedia.org/wiki/potassium_nitrate;
4. http://en.wikipedia.org/wiki/potassium_sulphate;

CONDUCTIBILITATEA ELECTRICĂ A ACIDULUI ACETIC PUR ȘI SOLUȚIE

PREZENTARE GENERALĂ

În acest experiment vom compara conductibilitatea electrică a acidului acetic pur lichid cu o soluție apoasă de acid acetic.

Protoliza apare în acidul acetic pur datorită legăturilor de hidrogen formate conform formulei:

$2\ CH_3COOH_{(l)} \leftarrow ---> CH_3COO^-_{(aq)} + CH_3COOH_2^+{}_{(aq)}$ (1)

Constanta de echilibru pentru reacția 1 este mult mai mică decât pentru protoliza apei, astfel încât este de așteptat ca acidul acetic pur să nu conducă deloc curentul electric chiar dacă este în stare de agregare lichidă.

Deoarece acidul acetic este un acid slab în soluție apoasă, disocierea acidului acetic datorită diluării soluției se va produce pentru o parte a acidului, după cum este ilustrat în reacția de mai jos:

$H_2O_{(l)} + CH_3COOH_{(aq)} \leftarrow ---> CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ (2)

Astfel, adăugând apă la acidul acetic, rezultatul va fi formarea de ioni care se mișcă liber și putem presupune că va apărea și conductibilitatea curentului electric dacă în soluție se imersează doi electrozi conectați la o diferență de potențial.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Echipamente: pahar gradat; electrozi de cupru; sursă de curent alternativ 1000 Hz; ampermetru; un led (opțional).

Se recomandă utilizarea unui curent alternativ cu o frecvență de cel puțin 1000 Hz pentru a împiedica acțiunea reacțiilor electrochimice asupra electrozilor.

Procedeu: Realizați un circuit electric în care un pahar Berzelius care conține un lichid are imersați în soluție doi electrozi de cupru conectați în serie cu un led, un ampermetru și o sursă de curent electric alternativ cu frecvență ridicată. Adăugați 100 mL acid acetic pur în paharul Berzelius de 200 mL, imersați cei doi electrozi conectați la o sursă de curent electric și verificați intensitatea curentului electric prin circuit verificând dacă se aprinde led-ul. Apoi adăugați apă pentru a dilua acidul acetic și repetați procedura. Observați schimbările care se produc la diluarea acidului, atât la indicația ampremetrului cât și starea led-ului din circuit. Led-ul emite cu atât mai tare cu cât crește curentul.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

CH_3COOH

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2\ CH_3COOH_{(l)} \leftarrow ---> CH_3COO^-_{(aq)} + CH_3COOH_2^+{}_{(aq)}$

$CH_3COOH_{(aq)} \leftarrow ---> CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

CONCLUZII

Acidul acetic pur apare a fi un izolator electric. Ampermetrul nu indică trecerea curentului electric când paharul Berzelius conține doar acid acetic glacial (v. Fig. 1).

Prin adăgarea apei, care este la rândul ei un izolator, se generează o soluție care conduce curentul electric (v Fig. 2) observându-se că ampermetrul măsoară un anumit curent și led-ul conectat în circuit se aprinde. Acest fenomen poate fi explicat prin disocierea parțială a moleculelor de acid acetic în ioni de acetat și ioni de hidroniu care participă la conducția electrică. Alegeți o sursă alternativă de curent electric, de cel puțin 1000 Hz pentru a împiedica procesul de electroliză ce apare la electrozi dacă se folosește curent continuu.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Acidul acetic nu este toxic și poate fi eliminat la canal după o prelabilă diluare. Soluția se poate și păstra pentru experimente ulterioare.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Acid acetic pur ce nu conduce curentul electric.

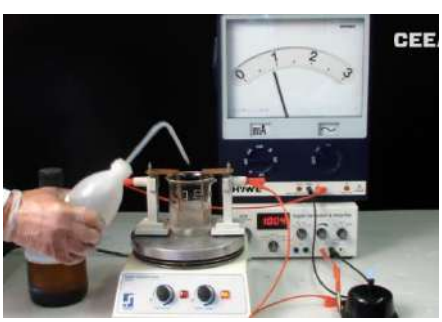


Fig 2. Adăugarea apei generează disocierea unei părți a acidului acetic generând ioni ce asigură conducția electrică.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikiorg/wiki/acetic_acid

CONDUCTIBILITATEA ELECTRICĂ A ACIDULUI CLORHIDRIC vs. ACID ACETIC

PREZENTARE GENERALĂ

Scopul acestui experiment este de a demonstra experimental comportamentul de disociere al acizilor tari și al celor slabi. Vom lua ca exemple acidul clorhidric și acidul acetic.

Un acid puternic se va disocia complet la dizolvarea în apă, în timp ce disocierea va fi fracționată în cazul acizilor slabi. Cu cât este mai slab acidul, cu atât mai multe molecule vor fi prezente sub forma moleculară și astfel vom avea fracțiuni mai mici de particule ionizate.

Conductibilitatea electrică a unei substanțe depinde de (i) prezența sarcinilor electrice; și (ii) de abilitatea lor de a migra/de a se mișca. Fără îndoială, în cazul soluțiilor apoase de electroliți sunt îndeplinite ambele condiții.

În cazul soluțiilor echimolare de electroliți, cum este și cazul nostru, numărul particulelor încărcate per unitate de volum, respectiv, conductibilitatea, vor depinde de gradul de disociere. Cum acidul clorhidric este cunoscut ca un acid puternic, iar acidul acetic ca un acid slab, este așteptată o diferență substanțială a conductibilității.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Echipament

dispozitiv electric pentru agitare;
pahar gradat de 500 ml;
conductibilimetru.

Substanțe chimice

0.1 M HCl
0.1 M acid acetic.

Procedeu

După umplerea paharului gradat cu prima soluție pe care dorim să o studiem, acesta trebuie așezat pe un dispozitiv electric pentru a se realiza agitarea sa cu scopul asigurării unei distribuții omogene a concentrației. Conductibilitatea poate fi măsurată direct cu ajutorul unui conductometru. Se va repeta procedura și pentru a doua soluție, urmând să comparăm rezultatele.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1,2]

HCl **CH_3COOH**

CONCLUZII

Compararea conductibilității soluțiilor echimolare de acid clorhidric și acid acetic arată că acidul acetic are o conductibilitate mult mai mică decât acidul clorhidric. Acest rezultat era de așteptat deoarece acidul clorhidric este un acid puternic ceea ce ne arată că după dizolvare acesta se disociază complet formând ioni. Acidul acetic fiind un acid slab rămâne în mare parte nedisociat (sub formă de molecule neutre).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Toate substanțele chimice utilizate pot fi tratate ca ape reziduale.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

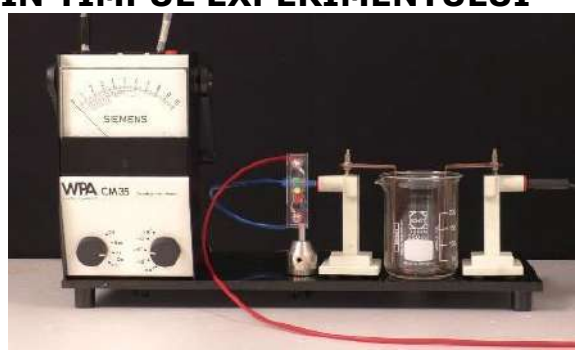


Fig 1. Dispozitivul experimental.

Fig 2. Conductometrul care indică fluxul de electroni.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikiorg/wiki/hydrochloric_acid;
2. http://en.wikiorg/wiki/acetic_acid

ELECTROLIZA APEI

PREZENTARE GENERALĂ

Electroliza poate fi definită în mai multe moduri. Aceasta este procesul prin care substanțele ionice sunt descompuse la trecerea curentului electric prin soluția sau topitura lor, datorită proceselor de oxidare și reducere care au loc la electrozi prin producere, la nivelul acestora, a unor substanțe simple. Spre deosebire de pile, unde anodul (electrodul la nivelul căruia are loc oxidarea) se încarcă cu sarcină negativă, în cazul electrolizei ***anodul*** este electrodul încărcat cu sarcină pozitivă (conectat la polul pozitiv al sursei de curent (+)). ***Anionii***, ionii care migrează către anod, deci speciile chimice încărcate cu sarcină negativă, migrează spre electrodul pozitiv, cedează electronul crescându-și astfel numărul de oxidare. Pe cale de consecință, ***catodul***, este electrodul încărcat cu sarcină negativă (conectat la polul negativ al sursei de curent (-)), deci cel care atrage spre el ionii incărcați pozitiv care, din această cauză, poartă numele de ***cationi***.

Apa pură conduce foarte puțin curentul electric. Acest lucru se datorează capacității reduse a acesteia de a ioniza generând ioni de hidrogen (care se asociază imediat ce au fost generați cu o moleculă de apă formând ionul H_3O^+ numit hidroniu) și binecunoscutul ion hidroxil HO^- (ec. 1) Constanta echilibrului de ionizare a apei este foarte scăzută, la 25°C fiind $K_w = 10^{-14}$ ceea ce face ca apa să aibă o conductivitate slabă: 0,055 $\mu S \cdot cm^{-1}$.[3] Pentru a-i crește conductivitatea, apei i se adaugă de obicei un acid: acid sulfuric (H_2SO_4). Acesta generează, prin ionizare în apă, ionii necesari conducției curentului electric necesar pentru descărcarea ionilor la electrozi.

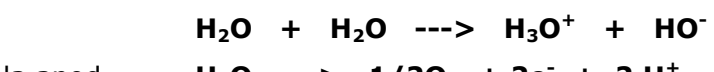
PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a realiza electroliza apei se folosește un voltametru Hoffman. Preparați o soluție 1,0M de acid sulfuric (H_2SO_4). Turnați-o în voltamentru și conectați cele două ramuri ale voltametrului la curent electric continuu la o tensiune superioară valorii de 1,23 V întrucât potențialul standard a celulei, la 25 °C și pH = 1, este de -1,23 V.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

H_2SO_4

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE



la catod $\mathbf{2\ H_2O\ +\ 2e^-\ --->\ H_2\ +\ 2\ HO^-}$

global $\mathbf{3\ H_2O\ --->\ 1/2O_2\ +\ H_2\ +\ 2\ H^+\ +\ 2\ HO^-}$

CONCLUZII

Pentru realizarea procesului de electroliză se aleg electroliți care nu sunt capabili să se descarce la electrozi înaintea ionilor apei. Astfel pentru cationi se aleg ioni care au potențial standard de electrod mai mic decât cel al H^+, permițând acestuia din urmă să se descarce la catod. Cationii de acest fel sunt Li^+, Rb^+, Cs^+, Na^+, K^+, Ba^{2+}, Sr^{2+}, Ca^{2+}. Invers, anionii folosiți pentru asigurarea conducției electrice în apă trebuie să aibă potențial standard de electrod mai mare decât cel al ionului apei care se oxidează permițând astfel ionului hidroxid să se descarce la electrozi cu formare de oxigen. Acidul sulfuric se pretează foarte bine generează ioni de H_3O^+, care se reduc generând H_2 iar ionul sulfat are potențial standard mai mare (E_{red} = 2,05 V deci de oxidare mai mic E_{ox} = -2,05 V fiind deci foarte greu de oxidat în favoarea oxidării ionilor hidroxil care se oxidează generând O_2).

În cele două ramuri ale voltametrului în urma proceselor de descărcare a ionilor se generează gaze, H_2 la catod (electrodul negativ) și O_2 la anod (electrodul pozitiv). Se observă că se degajă un volum dublu de H_2 decât de O_2, în acord cu coeficienții celor două ecuații care au loc la electrozi.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluția rămasă de la procesul de electroliză se diluează, eventual se neutralizează cu apă de var și se aruncă la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Degajare de gaze în cele două ramuri; H_2 la anod (-) și O_2 la catod (+).

Fig. 2 La polul (-) H_2 se generează în volum dublu față de O_2 produs la electrodul (+).

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.dersimiz.com/deneyler/Suyun-Elektrolizi-21696.html
2.http://yunus.hacettepe.edu.tr/~msahin06/fen_ve_teknoloji/mutlu_sahin_suyun_elektrik_enerjisi_ile_ayrismasi.pdf
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Electrolysis_of_water

SOLUBILITATEA SĂRURILOR ÎN APĂ – DIAGRAMA SOLUBILITĂȚII

PREZENTARE GENERALĂ

Diagrama solubilității se referă la o matrice în care ionii pozitivi sunt prezentați pe verticală iar cei negativi pe orizontală. Matricea elementelor ne indică dacă o combinație de ioni este solubilă, greu solubilă sau insolubilă. Diagrama pe care o vom completa în acest experiment va arăta solubilitatea diferitelor săruri în apă, la presiunea atmosferică și temperatura camerei (293 K). Orice element care se citește "solubil" înseamnă dizolvarea completă, în timp ce "puțin solubil" sau "insolubil" arată că sarea a rămas solidă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe:

Spatulă, eprubete, săruri, apă demineralizată.

Procedeu:

Vom începe cu niște experimente simple pentru a completa cu date diagrama solubilității. Vom încerca să dizolvăm în apă următoarele săruri:

Carbonat de cupru	$CuCO_3$
Hidorxid de calciu	$Ca(OH)_2$
Sulfat de sodiu	Na_2SO_4
Clorură de cupru	$CuCl_2$
Nitrat de zinc	$Zn(NO_3)_2$
Sulfat de calciu	$CaSO_4$
Acetat de amoniu	NH_4CH_3COO
Clorură de fier (III)	$FeCl_3$

Luați puțină sare pe care o veți investiga pe o spatulă, o puneți într-o eprubetă apoi adăugați 2 mL de apă demineralizată. Începeți să agitați și priviți la conținutul eprubetei, urmărind dacă se dizolvă sarea. Rezultatele sunt calificate după cum urmează:

Dizolvare completă:	S	pentru sare solubilă
Nici o dizolvare:	I	pentru sare insolubilă
Ușor dizolvată:	sS	pentru sare greu solubilă

Rezultatele vor fi înscrise în diagrama de solubilitate (vezi tabelul 1).

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1-8]

$CuCO_3$		$Zn(NO_3)_2$	
$Ca(OH)_2$		$CaSO_4$	
Na_2SO_4		NH_4CH_3COO	
$CuCl_2$		$FeCl_3$	

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Sărurile sunt nepericuloase și dacă sunt utilizate în cantități atât de mici pot fi tratate ca ape reziduale fiind eliminate la canal.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Sărurile care vor fi investigate

Fig 2. Simplu, într-o eprubetă…

Tabel 1. Diagrama solubilității compușilor investigați

	NO_3^-	CH_3COO^-	Cl^-	SO_4^{2-}	OH^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}
Na^+				S			
K^+							
NH_4^+		S					
Cu^{2+}			S				I
Zn^{2+}	S						
Mg^{2+}							
Ca^{2+}				I	sS		
Ba^{2+}							
Pb^{2+}							
Fe^{3+}			S				
Ag^+							

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://en.wikiorg/wiki/copper(II)_carbonate;
2. http://en.wikiorg/wiki/calcium_hydroxyde;
3. http://en.wikiorg/wiki/sodium_sulphate;
4. http://en.wikiorg/wiki/copper(II)_chloride;
5. http://en.wikiorg/wiki/zinc_nitrate;
6. http://en.wikiorg/wiki/calcium_sulphate;
7. http://en.wikiorg/wiki/ammonium_acetate;
8. http://en.wikiorg/wiki/iron(III)_chloride.

ECHILIBRUL OMOGEN DINTRE NO_2 ȘI N_2O_4

PREZENTARE GENERALĂ

Elevii noștri sunt familiarizați de timpuriu cu fenomenul de echilibru chimic deoarece cunoașterea acestui subiect este necesară pentru a înțelege comportamentul acizilor slabi și al bazelor slabe. Mai mult, reacțiile de echilibru sunt importante în industria chimică, de exemplu în producerea gazului de sinteză și a amoniacului și în procesele biochimice.

In principiu, orice reacție este o reacție de echilibru. Valoarea K a constantei de echilibru este determinată astfel:

$$R.T \text{ unde } K = - \Delta G_0 \quad (1)$$

iar R reprezintă constanta universală a gazelor, T= temperatura absolută, iar ΔG_0 este energia liberă de reacție Gibbs în condiții standard. Constanta de echilibru depinde numai de temperatură și este exprimată prin activități care se reduc la fracții molare în cazul amestecurilor ideale. Pentru valori puternic negative ale ΔG_0 constanta de echilibru este foarte ridicată și reacția este completă.

Pentru o reacție A + b B ← ---> c C + d D vom exprima constanta K de echilibru în concentrații (mol/litru) după formula:

$$K(T) = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} \quad (2)$$

Rețineți că atunci când c+d nu este egal cu a+b, constanta K nu este adimensională.

Când un sistem în echilibrul chimic este perturbat, sistemul va contracara cât mai mult posibil perturbările. Așa că atunci când un sistem în echilibru este încălzit, începe o reacție endotermă cu scopul de a transforma o parte din căldura adăugată în energie chimică sensibilă.

În acest experiment studiem sistemul NO_2/N_2O_4. NO_2 poate fi recunoscut cu ușurință datorită culorii sale de un brun închis, în timp ce N_2O_4 este incolor. Reacția de dimerizare este exotermă având ΔH = -57 kJ / moli N_2O_4 [1]. Astfel, ne așteptăm să avem o concentrație de NO_2 care crește odată cu creșterea temperaturii.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe: Eprubete cu NO_2 and N_2O_4, sigilate, cuburi de gheață, ceainic.

Procedeu: Avem la dispoziție trei eprubete sigilate care conțin NO_2 și N_2O_4 . Toate eprubetele sunt la temperatura camerei și au o culoare gălbuie. O eprubetă o punem în gheață topită, o a doua în apă la temperatura camerei, iar pe a treia în apă fierbinte la aproximativ 80°C.

Culoarea eprubetei din gheața topită devine incoloră, indicând formarea unei cantități mai mari de N_2O_4. Eprubeta din apa de la termpetarura camerei rămâne gălbuie iar eprubeta din apa fierbinte devine maroniu închis. În ultimul caz, aproape toate moleculele de gaz sunt sub formă de NO_2. Când se inversează locul eprubetelor, și culoarea lor se schimbă imediat, indicând astfel faptul că echilibrul se adaptează la "noile" condiții.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

NO_2, N_2O_4

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$2\ NO_{2\ (g)} \leftarrow ---> N_2O_{4\ (g)}$

CONCLUZII

Schimbările de culoare observate ne arată clar deplasarea echilibrului la diferte temperaturi.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Nu este cazul întrucât eprubetele sunt sigilate și gazul se poate refolosi cu altă ocazie.

PHOTO

Fig 1. Trei eprubete identice care conțin NO_2 / N_2O_4.

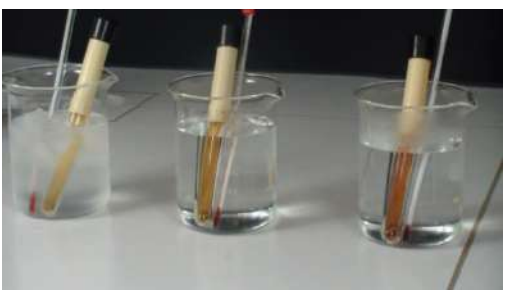


Fig. 2 Cele trei eprubete aflate în condții de temperatură diferite (0°C în stînga și 80°C în dreapta)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/nitrogen_dioxide

CELULA GALVANICĂ DANIELL

PREZENTARE GENERALĂ

Reacțiile redox sunt caracterizate de transferul unuia sau mai multor electroni. Atâta timp cât ambele jumătăți de reacție au loc în aceeași soluție, fluxul de electroni nu poate fi utilizat pentru a-și converti energia într-o altă formă de energie. Totuși, când jumătate de reacție are loc într-un reactor separat, electronii pot fi forțați să treacă printr-un fir de sârmă.

John Frederic Daniell a fost primul chimist care a implicat fenomenele electrochimice într-o celulă electrochimică de lucru. Se cunoștea faptul că un electrod de zinc introdus într-o soluție de sulfat de zinc se încarcă negativ pentru că atomii de zinc tind să se dizolve, lăsând în urmă cei doi electroni de valență pe electrod. Invers, ionii de cupru (II) dintr-o soluție de sulfat de cupru (II) au tendința să precipite pe electrodul de cupru, rezultatul fiind un electrod de cupru încărcat pozitiv. Când conectăm cei doi electrozi printr-un fir și circuitul este completat cu o punte de sare, vom avea o celulă capabilă să producă energie electrică până la epuizarea unuia dintre reactivi.

Celula galvanică Daniell poate fi considerată drept precursorul bateriilor pe care le utilizăm astăzi.

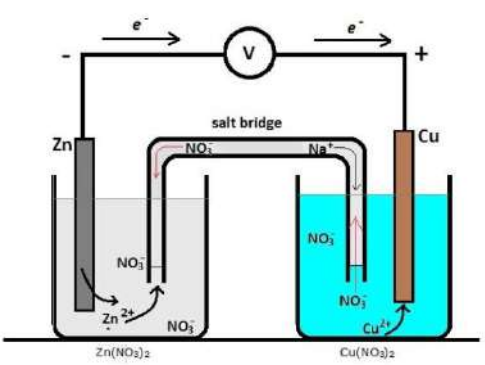
PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Cerințe:

2 pahare gradate, electrozi de cupru și zinc, punte de sare, fire, voltmetru, cupru (II) și soluții de zinc.

Procedeu:

Schema experimentală este prezentată în graficul de mai jos.



În prima jumătate a celulelor am utilizat soluții de 0.1 M Cu(II)- și nitrat de Zn. Cu toate că potențialul standard prevăzut ar fi de 1.1 V, celula noastră a livrat doar 0.7 V. Diferența poate fi explicată prin faptul că valorile E_0 raportate sunt valide doar în condiții de echilibru și la concentrații de 1.0 M. Acum avem un sistem dinamic și concentrații mai mici; reacțiile

sunt ireversibile, prin urmare, este foarte probabil să avem pierderi de energie.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC [1,2]

$Zn(NO_3)_2$ $Cu(NO_3)_2$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $E_0 = +0,34$ V (1)

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $E_0 = -0,76$ V (2)

CONCLUZII

Versiunea noastră a elementului Daniell s-a dovedit capabil să producă energie. Totuși, tensiunea este mai mică decât cea așteptată conform datelor de echilibru.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Soluțiile de cupru (II) și nitratul de zinc trebuie colectate și apoi procesate de către o firmă specializată.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

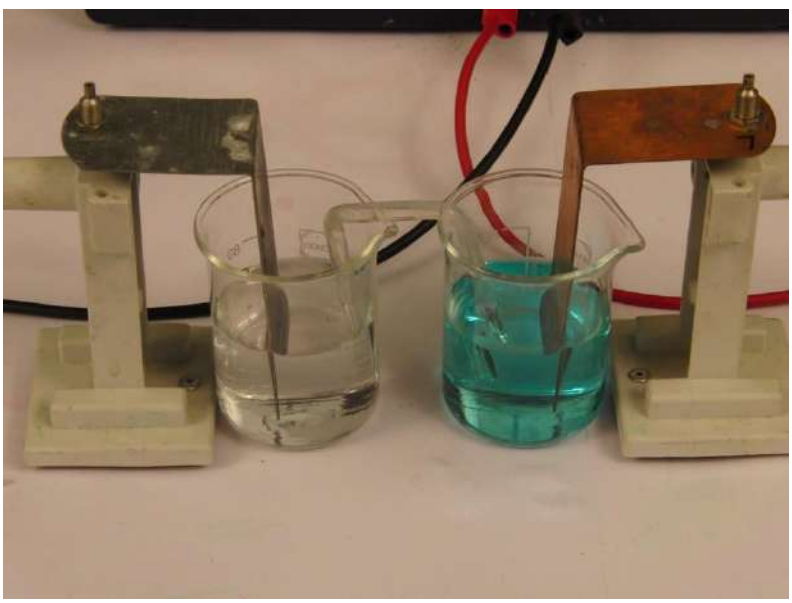


Fig 1. Celula Daniell

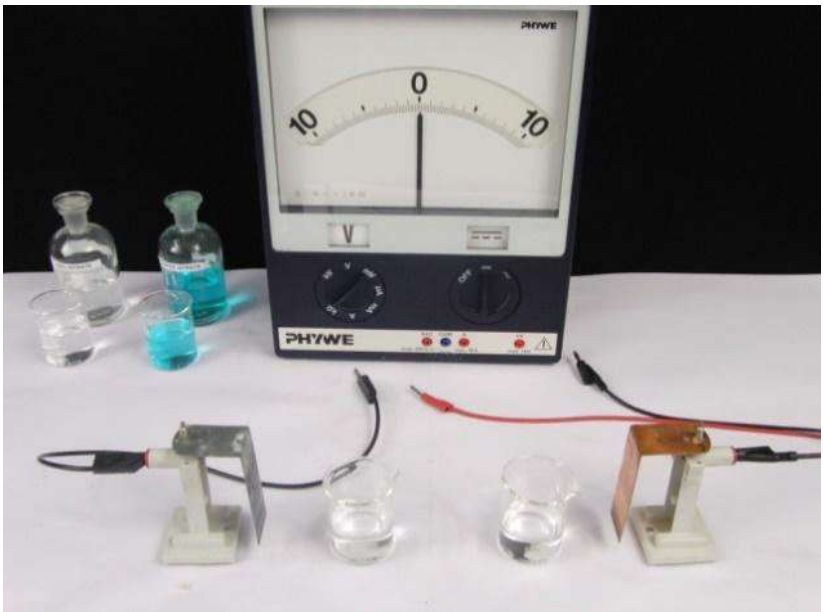


Fig. 2 Începutul experimentului

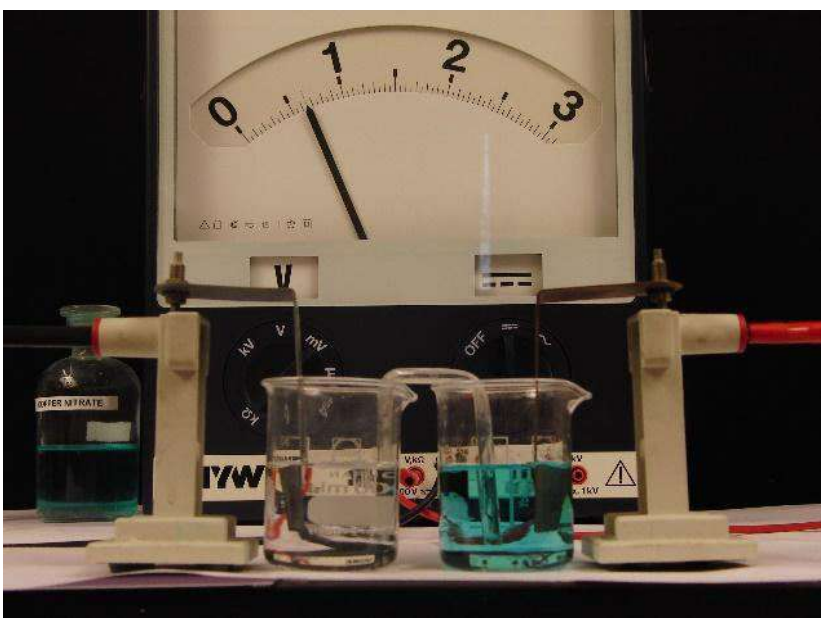


Fig 3. Celula Daniell în funcțiune.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Copper(II)_nitrate
2. https://en.wikipedia.org/wiki/Zinc_nitrate

BATERIE DIN LĂMÂIE

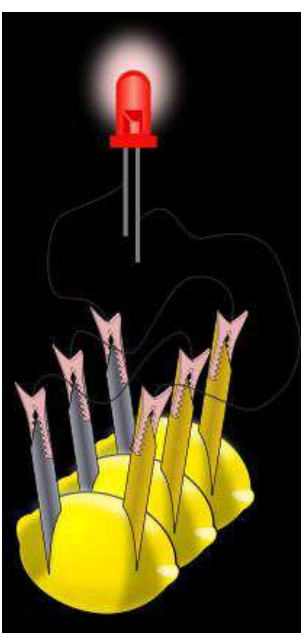
PREZENTARE GENERALĂ

Lămâile sunt cunoscute ca fiind capabile să genereze energie elctrică. Dacă introducem două bucăți de metal într-o lămâie va apărea o diferență de potențial între cele două metale. Aranjarea în serie a unui număr de baterii de lămâie produce o tensiune suficient de mare pentru a alimenta un led.

Zincul și cuprul sunt cunoscute pe scară largă ca materiale utilizate pentru electrozi. Atomii de zinc sunt oxidați. Ionii de zinc se dizolvă în electrolit. Fluxul de electroni circulă prin firul metalic către anod unde oxigenul dizolvat este redus. Anodul în sine nu reacționează.

Pe parcursul acestui experiment am utilizat diferite combinații de electrozi, precum și diferite fructe.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ



Echipament

conductori electrici;
voltmetru;

Materiale

anozi de zinc Zn;
catozi de cupru Cu;
diferite tipuri de fructe.

Procedeu

Introduceți bucățile de catod și cele de anod într-un fruct, la o anumită distanță unul de celălalt. Apoi contectați-le la voltmetru; catodul la polul negativ iar anodul la polul pozitiv.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Acid citric

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Catod: $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,e^-$

Anod: $O_{2(aq)} + 4\,H^+_{(aq)} + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O_{(l)}$

CONCLUZII

Putem utiliza o mare varietate de fructe pentru a obține energie electrică din acestea. O lămâie atașată la un electrod de cupru și la unul de zinc, pare să fie sursa care generează curentul cel mai intens.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Nu este cazul.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Materialele, la începutul experimentului

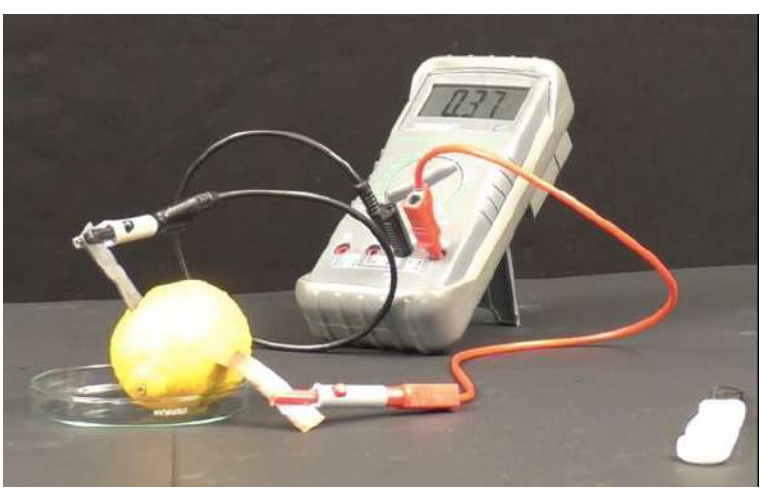


Fig 2. O singură lămâie, Cu / Pb

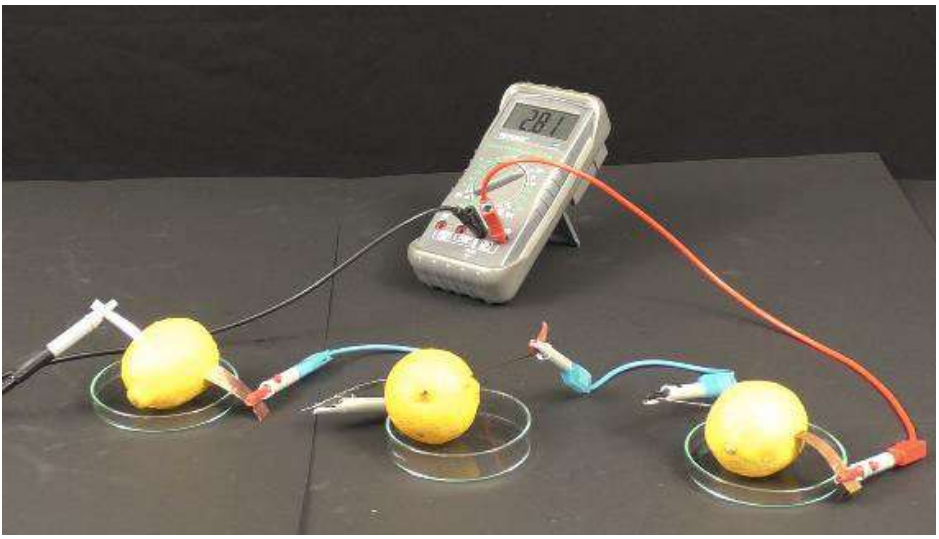


Fig 3. Trei lămâi legate în serie, Cu / Zn

Table 1.

Materiale	Diferența de potențial (V)
Cu / Zn	0,92
Cu / Pb	0,37
Zn / Pb	0,49
Alamă / Zn	0,09
Fe / Zn	0,07
Cu / Fe	0,93
Fructe, 3 legate în serie	**Diferența de potențial (V)**
Lămâii	2,81
Cartofi	2,71
Pytaia(sau fructul dragonului)	2,70
Banane	2,66
Cartofi roșii	2,68
Portocale	2,80
Fructul dragonului/portocale/banane	2,85

Diferențele de potențial pentru (i) electrozi din diferite materiale, diferențe măsurate cu o lămâie, și (ii) cu diferite tipuri de fructe , legate în serie - câte trei, toate cu Cu/Zn.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Lemon_battery

BATERIA DIN MĂR

PREZENTARE GENERALĂ

Scopul acestui experiment este de a produce energie electrică cu ajutorul unui măr. De asemenea, experimentul urmăreşte să demonstreze că electricitatea este generată în urma folosirii zincului, cuprului şi a unui acid (sau soluție acidă).

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Un măr
- O bucată de cupru (ELECTROD)
- O bucată de zinc (ELECTROD)
- Multimetru
- Două fire
- Cuţit
- Două clipsuri de tip crocodil

Începeţi prin a tăia mărul în jumătate. înfigeți apoi electrodul de zinc într-o jumătate a mărului, iar electrodul de cupru înfigeți-l în cealaltă parte a aceleeaşi jumătăţi de măr. Ataşaţi clipsurile de fiecare capăt al celor două fire, conectaţi-le corect la multimetru, astfel încât acesta să măsoare tensiunea (în volți). Ataşaţi firele cu clipsuri la bucata de fier şi la cea de cupru. În cele din urmă, puteţi comuta pe multimetru pentru a măsura curentul produs.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Niciunul

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Zn_{(s)} \text{---> } Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$$

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \text{---> } H_{2\,(aq)}$$

CONCLUZII

Este posibil să se creeze curent electric prin folosirea unui măr și a doi electrozi din metale diferite (în acest caz Cu și Zn). Cele două metale diferite au potențiale de oxidare diferite. Dacă ele se găsesc în aceeași soluție (jumătatea de măr în care au fost înfipte are o anumită aciditate) vor avea tendințe diferite de oxidare și reducere. Zincul, mai activ se va oxida cedând electroni care vor asigura reducerea

hidrogenului, din soluția acidă a sucului de măr, la nivelul electrodului de Cu. Zincul reacţionează ca agent reducător, eliberând electronii către electrodul de cupru.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Nu se impun condiţii speciale de eliminare a deşeurilor: mărul poate fi aruncat în coşul de gunoi, iar plăcuţele de zinc şi cupru pot fi recuperate pentru experimente ulterioare.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Imaginea înfăţişează materialele necesare experimentului.

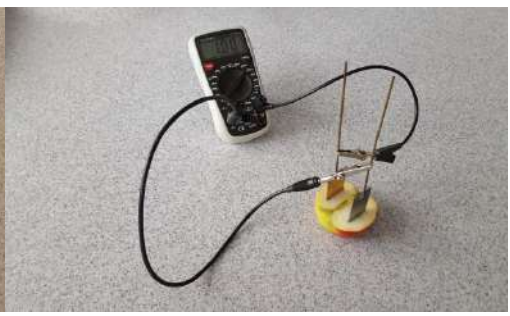


Fig. 2 Puteţi observa configuraţia experimentului. Mărul este corect conectat la multimetru.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.wetenschapsite.be/
2. http://how-things-work-science-projects.com/
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Lemon_battery

CELULE GALVANICE CU DIFERITE FRUCTE ȘI LEGUME

PREZENTARE GENERALĂ

O celulă galvanică este un dispozitiv capabil să transforme energia chimică a unor reactanți în energie electrică. Ea generează curent continuu atâta timp cât este asigurată capacitatea a doi electrozi de a susține procese de oxidare la nivelul unuia (ANOD) și de reducere la nivelul celuilalt (CATOD). Cele mai simple celule galvanice se bazau pe producerea unei diferențe de potențial între două metale diferite aflate într-o soluție de acid. Aceste dispozitive au fost create și îmbunătățite pornind de la observația lui Luigi Galvani că un picior amputat de broască se mișcă dacă este străpuns sau atins de două metale diferite.

Luați un pahar cu acid sulfuric 37% (orice concentrație în această zonă este acceptabilă), introduceți în el un electrod de Cu și unul de Zn. Măsurați tensiunea de la borne cu un voltmetru și observați că se pune în evidență o tensiune oarecare, care este cu atât mai mare cu cât concentrația acidului este mai ridicată. Observăm că dacă înlocuim soluția folosită de acid sulfuric cu una provenită din fructe sau legume zemoase vom obține același efect, poate de intensitate mai mică.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Pentru a pune în evidență capacitatea anumitor electroliți de a genera curent electric între două metale diferite folosiți patru portocale respectiv patru tomate (roșii) în care înfigeți, în fiecare, o pereche de electrozi de Zn și Cu. Electrodul de Cu trebuie curățat cu hârtie abrazivă înainte de utilizare pentru eliminarea stratului superficial de oxid.

Legați alternativ, cu ajutorul unor conductori de cupru cu crocodili, electrozii înfipți, de așa manieră încât electrodul de Cu din prima portocală să fie legat de electrodul de Zn din a doua portocală în timp ce electrodul de Cu din a doua portocală se conectează de al treilea ansamblu până la final. Veți avea astfel electrodul de Zn liber în prima portocală și cel de Cu în a patra portocală. Conectați de cei doi electrozi liberi un led. Ce observați?!? Atenție la polaritatea cu care legați ledul deoarece acesta este o diodă și nu funcționează conectată invers!

Repetați procedura pentru un ansamblu de patru tomate (roșii) cu electrozi conectați în același mod.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

H_2SO_4

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Zn\ -2e^- \text{---> } Zn^{2+}\ ;\ H_2O + 2e^-\ \text{---> } H_2\ +\ 2\ HO^-$$

CONCLUZII

Două metale diferite, care se găsesc în același mediu de electrolit se încarcă cu potențiale electrice diferite datorită tendințelor diferite de oxidare și reducere. Zincul, cu potențial standard de oxidare mai mare decât cuprul va avea tendința de oxidare generând ioni de Zn^{2+} în timp ce la nivelul electrodului de cupru are loc reducerea apei cu generarea de hidrogen. Transferul electronilor și păstrarea neutralității electrice se face prin intermediul sucului de portocale sau de tomate care permite migrarea sarcinilor electrice. Curentul electric care se generează și diferența de potențial sunt mici întrucât soluțiile sunt diluate. De aceea este nevoie de realizarea a patru dispozitive de acest tip, legate în serie pentru a crește tensiunea la bornele ledului.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Fructele și legumele folosite se aruncă la gunoi. Electrozii se spală bine pentru a nu rămâne soluții acide pe ei și se păstrează pentru experimente ulterioare.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Curățați cu hârtie abrazivă electrozii. Pentru conectarea între electrozi folosiți de preferință conductori cu crocodili capabili să realizeze o conexiune electrică de calitate.

Fig. 2 Înfigeți un electrod de Cu și unul de Zn în fiecare portocală.

Fig. 3 Legați în serie dispozitivele electrice create (Cu Zn)-(Cu Zn)-(Cu Zn)-(Cu Zn). Conectați electrozii liberi de un led pentru a verifica funcționarea "bateriei".

Fig. 4 Repetați procedura pentru un set de patru tomate legate în același mod. Conectați electrozii liberi de un led pentru a verifica funcționarea "bateriei"

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1.http://www.kimyaegitimi.org/sites/default/files/kimya_egitimi_ogrenci_deneyleri/limondan_pil_eldesi.pdf
2. http://sorumakinasi.blogcu.com/uretecler-elektrik-ureten-kaynaklar/5371597
3. http://yemek.com/yiyeceklerden-elektrik-uretmek/#.WH05iFWLTDe

ENERGIA DEGAJATĂ LA ARDEREA ARAHIDELOR

PREZENTARE GENERALĂ

Incă de la început elevii au cunoștință de faptul că reacțiile chimice sunt însoțite de căldură. Când se eliberează energie, avem în vedere reacțiile exotermice. Când energia se consumă, reacțiile sunt endotermice.

Reacțiile de combustie sunt în general reacții exotermice, iar viața noastră nu ar mai fi la fel fără aceste eliberări de energie. Ardem gaz natural pentru a găti, utilizăm diverși combustibili pentru a transforma energia chimică în energie cinetică. Aceste procese au în comun faptul că ele se produc la temperaturi mari și au efecte vizibile cum ar fi flăcările sau exploziile.

Chiar și în organismul nostru energia este furnizată de arderea alimentelor. Grăsimile, carbohidrații și proteinele, toate reacționează cu oxigenul pentru a produce energie. Evident , aceste reacții sunt diferite de cele menționate anterior: nu este cazul să amintim că în celule nu apar flăcări, iar temperaturile de reacție sunt limitate la 36 – 37 ^{0}C. Procesul constă într-un lanț complicat de reacții redox care sunt catalizate de enzime. Totuși , conținutul de energie implicat (mai corect spus : entalpia) reprezintă funcții de situație/stare ceea ce înseamnă că efectul energetic este determinat numai de starea inițială, respectiv, de starea finală și nu se produce pe calea dintre cele două.

In acest experiment vom demonstra conținutul enorm de căldură al arahidelor. Ele au aproximativ 30m% grăsime, 50m% proteine și 18% carbohidrați. Cu o căldură de ardere de 6 kcal/gram [1], arahidele îngrașă. In conformitate cu definiția caloriei, 1 gram de arahide eliberează o energie care permite unei cantități de 6 litri de apă să crească cu temperatura de un grad.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Echipament

Pahar Erlenmeyer de 200 mL;
pensetă;
lumânare pastilă;
termometru;
balanță.

Procedeu Umpleți paharul Erlenmeyer cu 20 mL de apă și puneți un termometru în el. Cântăriți arahida, țineți-o cu penseta și aprindeți-o la flacăra unei lumânări. Acum țineți arahida aprinsă cât mai aproape de

baza paharului Erlenmeyer. După ce arahida a ars complet veți observa o creștere substanțială a temperaturii apei. Din greutatea arahidei și din valoarea menționată a energiei de ardere se poate estima fracțiunea de căldură pierdută în mediul înconjurător.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Grăsimi:

$$C_nH_mCOOH_{(s)} + (n+¼(m+1))\ O_{2(g)} \rightarrow (n+1)\ CO_{2\ (g)} + ½\ (m+1)\ H_2O\ _{(l)}$$

Carbohidrați:

$$(C_6H_{10}O_5)_{n(s)} + 3\ ½\ n\ O_{2(g)} \rightarrow 6n\ CO_{2(g)} + 5n\ H_2O\ _{(l)}$$

Proteine:

$$C_nH_mN_pO_qS_{r(s)} + (n + ¼(m+1) + p.x + r - q)O_{2(g)} \rightarrow$$
$$n\ CO_{2(g)} + ½(m+1)\ H_2O_{(l)} + p\ NO_{x(g)} + r\ SO_{2(g)}$$

CONCLUZII

Prezentul experiment este unul de o simplitate dezarmantă, fiind totuși foarte ilustrativ pentru elevii care vizualizează cantitatea mare de energie care se găsește într-o singură arahidă. Deși măsurarea temperaturii apei pe care o încălzește arahida nu permite calcule cantitative de energie, datorită arderii în aer liber nu în bomba calorimentrică, totuși efectul vizual este unul relevant pentru înțelegerea fenomenului de ardere, cu extrapolare către procesele de metabolizare din celule.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Resturile solide de după ardere nu au componente periculoase, prin urmare, pot fi tratate ca reziduuri normale și aruncate la gunoi.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig 1. Gata de lansare…

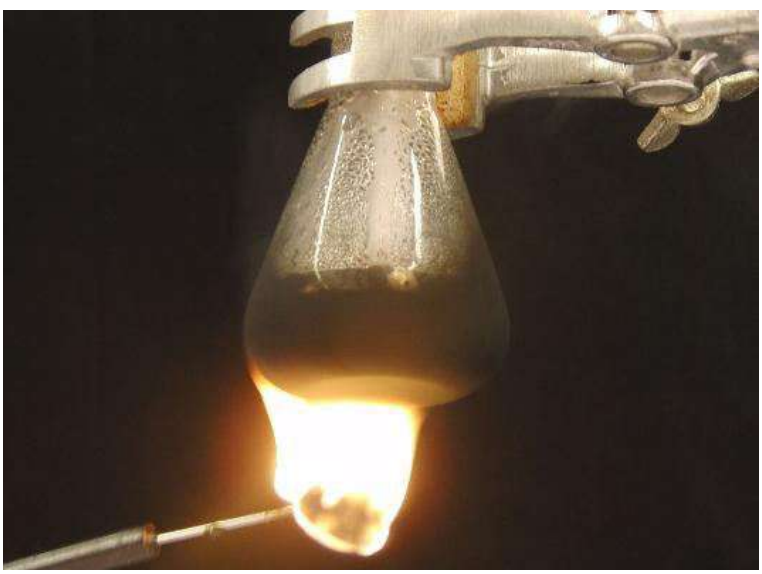


Fig 2. Observați flacăra enormă produsă de o singură arahidă

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. www.foodbuddy.com

EXTRACȚIA ULEIULUI DE ARAHIDE CU ACETONĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Scopul acestui experiment este de a extrage uleiul din arahide, folosind acetonă. Aceasta va fi folosită ca dizolvant pentru a extrage uleiul. După extracţie, acetona se evaporă pentru a obţine astfel ulei natural, în stare pură. Această operaţiune reprezintă o cale simplificată de a extrage ulei pur din arahide.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- 5g de arahide
- Mojar
- Vas Petri
- Acetonă 50 ml
- Pâlnie
- Disc pentru filtrare
- Balanţe
- Recipient Erlenmeyer
- Spatulă
- 2 pahare Berzelius

Cântăriţi 5 grame de arahide, zdrobiţi-le foarte fin cu ajutorul mojarului. Puneţi-le într-un pahar Berzelius în care veţi turna apoi 50 de mL de acetonă. Lăsaţi arahidele aproximativ o oră, timp în care vor interacționa cu acetona.

Pregătiți o instalație de filtrare cu pâlnie și hârtie de filtru. Filtrați într-un flacon Erlenmeyer extractul de pe arahide. Turnaţi filtratul într-un vas Petri, încălziţi vasul pe o plită electrică la temperatură mică astfel încât acetona să se poată evapora. Observați că reziduul rămas în vasul Petri este uleiul de arahide.

Extindeți cu curaj experimentul la alte tipuri de fructe uscate (nuci, migdale, alune de pădure, cocos) sau semințe (de floarea soarelui, de in sau de dovleac, etc). Observați marea varietate de grăsimi care se pot obține prin extracție.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Acetone

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Nu s-a produs nicio reacţie chimică, doar un proces de extracție.

CONCLUZII

Acetona funcţionează ca un dizolvant pentru uleiul de arahide, prin urmare ea extrage această grăsime din arahide. Procedând astfel, după filtrare, puteţi evapora acetona din amestec, obţinând ulei de arahide în stare pură. Observați cantitatea mare de uei care se extrage doar din câteva boabe. Această observație explică acea cantitate foarte mare de căldură care se degajă la arderea unei arahide (vezi experimentul anterior).

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Acetona și respectiv uleiul de arahide care nu mai servește scopurilor didactice trebuie aruncate în recipientul cu deşeuri organice inflamabile, iar arahidele sunt eliminate la coşul de gunoi.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Arahidele măcinate înainte de operația de extracție cu acetonă.

Fig. 2 Extractul de acetonă ce conține dizolvat uleiul de arahide.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Peanut_oil

MĂSURAREA VITEZEI DE OXIDARE A FIERULUI

PREZENTARE GENERALĂ

Ruginirea este procesul prin care fierul devine oxi hidroxid de fier. Aceasta se produce când fierul vine în contact cu apa şi oxigenul. Ruginirea este un tip de coroziune care se produce cu uşurinţă în condiţii naturale. Scopul acestui experiment este să provoace artificial ruginirea şi să măsoare gradul de ruginire a metalului când este expus diferitor cantităţi de oxigen. În urma acestui experiment, încercăm să ilustrăm că masa de oxid de fier obținută este în directă relație cu cantitatea de oxigen la care a fost expus compusul de fier care generează oxid de fier(III).

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Eprubetă
- Arzător
- Chibrituri
- Cronometru
- 2 vase de porţelan
- Clește pentru creuzet
- Mojar
- oxalat de fier (II) ($FeC_2O_4 \bullet 2H_2O$)
- Spatulă
- Echipament standard pentru procedură (e.g. halat de laborator, mănuşi de latex, ochelari etc.)
- Balanţă

Începeţi prin a vă aduce la îndemână toate materialele şi instrumentele necesare. Aprindeţi becul de gaz şi ataşaţi-l orizontal suportului. Turnaţi 2,0 grame de oxalat de fier (II) atât în eprubetă, cât şi în recipientul Erlenmeyer. Reglați flacăra becului de gaz să fie oxidantă, dar păstraţi distanţa pentru siguranţă. Poziţionaţi eprubeta cu oxalat de fier (II) deasupra flăcării cu ajutorul cleștelui de creuzete şi începeţi să cronometraţi timpul necesar oxalatului de fier(II) pentru a căpăta culoarea roşie, ca urmare a încălzirii. După ce s-a înroşit intens, notaţi-vă timpul ce a trecut, depuneţi produsul într-un vas Petri.
Repetaţi aceeaşi operaţiune, dar de această dată după ce ați descompus oxalatul la fier turnați conținutul fierbinte al eprubetei pe o tavă lăsând aer din belșug să reacționeze cu fierul.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$FeC_2O_4 \bullet 2H_2O$

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$FeC_2O_{4(s)}$ ---> $Fe_{(s)} + 2\ CO_{2(g)}$

$4\ Fe_{(s)} + 3\ O_{2(g)}$ ---> $2\ Fe_2O_{3(s)}$

CONCLUZII

Oxalatul de fier(II) încălzit în eprubetă se descompune la fier metalic. Culoarea se schimbă de la galben la cenușiu. Acest proces are loc cu degajare de CO și CO_2 din eprubetă. Continuând încălzirea observăm că pulberea de fier formată își schimbă treptat culoarea de la cenușiu la brun. Fierul se oxidează la oxid de fier (III) Fe_2O_3. În cazul repetării experimentului, după ce s-a format fierul prin descompunerea oxalatului dacă metalul este aruncat afară din eprubetă, el nu mai este izolat de mediu de dioxidul de carbon degajat și, sub influența oxigenului din aer care este din belșug, se oxidează spontan și spectaculos. [3]

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Aruncaţi oxidul de fier în recipientul pentru deşeuri solide anorganice.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Materialele necesare experimentului

Fig. 2 Oxidul de fier obţinut

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.antonides.com/producten/00002-202I06
2. https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/ferrous_oxalate#section=Top
3. http://www.rsc.org/education/teachers/Resources/aflchem/resources/22/22%20Resources/22-1%20demo%20Spontaneous%20combustion%20of%20iron.pdf

GRADUL DE DIFUZIE A IONILOR ÎN APĂ

PREZENTARE GENERALĂ

Scopul experimentului este de a demonstra că diferiţi ioni au o rată diferită de difuzie în apă. Aceasta se va realiza prin adăugarea a două săruri diferite pe ambele părţi ale unui vas Petri, cu scopul de a localiza unde se va produce precipitarea ionilor.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Tiocianat de potasiu (KSCN)
- Azotat de plumb(II) (Pb(NO3)2)
- Iodură de potasiu (KI)
- Clorură de fier(III) hexahidrat (FeCl3.6H2O)
- Apă distilată
- 2 vase Petri
- Lingură

Puneţi-vă la dispoziţie materialele şi instrumentele. Turnaţi 1 cm de apă distilată în ambele vase Petri. În primul recipient adăugaţi o spatulă de azotat de plumb şi iodură de potasiu. Asiguraţi-vă că substanţele chimice stau bine delimitate pe partea dreaptă şi stângă a vasului. Procedaţi la fel cu celălalt vas Petri folosind clorură de fier şi tiocianat de potasiu. Aşteptaţi câteva minute pentru ca ionii să difuzeze şi precipitarea să se producă.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

$Pb(NO_3)_2$

KI

$FeCl_3*6H_2O$

KSCN

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Dizolvare

$KSCN_{(s)}$ ---> $K^+_{(aq)}$ + $SCN^-_{(aq)}$

$Pb(NO_3)_{2(s)}$ ---> $Pb^{2+}_{(aq)}$+ $2NO_3^-{}_{(aq)}$

$KI_{(s)}$ ---> $K^+_{(aq)}$+ $I^-_{(aq)}$

$FeCl_3*6H_2O_{(s)}$ ---> $Fe^{3+}_{(aq)}$ +3 $Cl^-_{(aq)}$ + 6 $H_2O_{(aq)}$

Precipitare

$Fe^{3+}_{(aq)} + 3\ SCN^{-}_{(aq)} \text{ ---> } Fe(SCN)_{3(s)}$

$Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ I^{-}_{(aq)} \text{ ---> } PbI_{2(s)}$

CONCLUZII

Este evident că ionii de fier au parcurs o distanţă mai mică decât ionii de tiocianat, de vreme ce procesul precipitării se produce mai aproape de locul în care clorura de fier a fost adăugată decât de cel al tiocianatului de potasiu. Prin urmare, rata răspândirii tiocianatului este mai mare decât cea a ionilor de fier. În mod similar, se poate spune că ionii de iod au o rată de difuzie mai slabă decât ionii de plumb.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Toate produsele de reacţie trebuie aruncate în recipientul pentru deşeuri metalice grele.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Reacţia dintre tiocianatul de potasiu şi clorura de fier (III)

Fig. 2 Reacţia dintre iodura de potasiu şi azotatul de plumb (II)

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. http://www.polymetaal.nl/nl9/linkdocs/07-diepdr-mat/10-zuren-etsmiddelen/01-ijzerchloride/ijzerchloride-40-proc-NL.pdf
2. http://www.polymetaal.nl/nl9/linkdocs/07-diepdr-mat/10-zuren-etsmiddelen/01-ijzerchloride/ijzerchloride-40-proc-NL.pdf
3. http://www.sciencelab.com/msds.php?msdsId=9927402
4. https://nl.wikipedia.org/wiki/Lood(II)nitraat
5. https://nl.wikipedia.org/wiki/IJzer(III)chloride

AGENȚI TENSIOACTIVI

PREZENTARE GENERALĂ

Pe lângă capacitatea de a emulsifica grăsimi, săpunul poate reduce tensiunea superficială a apei. Prezentul experiment îşi propune să testeze acest fapt, folosind o abordare creativă.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- Foarfecă
- Folie de aluminiu
- Cutie de plastic de aproximativ 25 pe 45 de centimetri
- Apă
- O seringă de plastic
- O eprubetă conţinând săpun lichid

Pregătiţi, mai întâi, toate materialele şi instrumentele necesare. Umpleţi o cutie de plastic cu apă rece atingând nivelul de 1 cm, asigurându-vă că recipientul este aşezat pe o suprafaţă perfect orizontală, încât apa este distribuită uniform. Cu foarfeca decupaţi folia de aluminiu sub forma unei bărci, aşa cum puteţi vedea în figura 2. "Barca" astfel decupată trebuie să aibă 8 cm lungime. Aşezaţi forma pe suprafaţa apei, la unul dintre capetele cutiei, orientând-o spre celălalt capăt. Cu ajutorul seringii, extrageţi săpun din eprubeta pregătită în acest sens şi picuraţi puţin în orificiul "bărcii" din aluminiu.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

AI

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

Nu are loc o reacție chimică

CONCLUZII

Săpunul este un agent tensioactiv, scăzând tensiunea superficială a apei. Astfel, în locul unde se injectează săpunul lichid apa are tendința să-și reducă tensiunea superficială dar nu o poate face decât într-o direcție: către înapoi unde este decupată bărcuța, ceea ce determină mișcarea bărcii înainte. Aceasta este rațiunea pentru care s-a ales pentru bărcuță o astfel de formă.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Apa şi săpunul se scurg în chiuvetă. Este ştiut faptul că aluminiul este un metal, dar pentru că este vorba despre folie de aluminiu, aceasta poate fi aruncată la coşul obişnuit de gunoi.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Materialele necesare experimentului, inclusiv forma specială de aluminiu.

Fig. 2 Forma-model a "bărcii" de aluminiu.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.m.wikipedia.org/wiki/Surface_tension
2. http://www.proefjes.nl/proefje/056

AMESTECURI RĂCITOARE - PROCESUL DIN SPATELE COMPRESELOR RECI

PREZENTARE GENERALĂ

Există nenumărate cazuri în care este nevoie de bandaje sau comprese reci și nu întodeauna există în zonă cuburi cu gheață sau frigidere. În cazul anumitor echipe de paramedici ajunși la locul unui accident astfel de materiale nu le sunt la îndemână și cu toate acestea au nevoie de astfel de facilități. Ceea ce le este la îndemână sunt o serie de dispozitive amabalate în două pungi gemene una cu o cantitate de apă și cealaltă cu o sare: azotatul de amoniu solid NH_4NO_3. Dacă conținutul celor două pungi ajunge să se amestece, temperatura acelui amestec va scădea făcând punga utilizabilă ca și compresă rece.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

- 5 mililitri de apă
- Cilindru de măsurare (10 mL)
- Azotat de amoniu, 11 grame
- 2 linguri
- 1 termometru
- Recipent de laborator
- Balanţă

Pregătiţi-vă materialele. Măsuraţi 5 mL de apă, turnaţi-i în recipient, măsurați temperatura apei şi lăsaţi termometrul în vasul respectiv.

Cântăriţi 11 grame de azotat de amoniu, adăugaţi substanţa în apă şi amestecaţi până la dizolvare. Măsurați din 2 în 2 minute temperatura amestecului folosindu-vă de termometru.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

NH_4NO_3

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$NH_4NO_{3\,(s)}$ ---> $NH_4^+{}_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$

CONCLUZII

Procesul de dizolvare a azotatului de amoniu în apă este un proces endoterm, ceea ce face ca amestecul să se răcească cu aproximativ 2°C într-un minut. Această caracteristică face utilizabil un amestec de apă cu azotat de amoniu pentru scopuri medicale pentru un interval finit de

timp. Pentru utilizare pungile se apasă puternic, cea din interior care separă cei doi componenți este mai slabă decît cea din exterior și prin apăsare se rupe. Apa cu azotatul de amoniu se amestecă, sarea se dizolvă printr-un proces puternic endoterm consumând energie sub formă de căldură din mediu. Drept urmare amestecul se răcește și astfel poate fi folosit ca și compresă rece.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Amestecul de apă cu azotat de amoniu poate fi eliminat în chiuvetă sau, cel mai bine, dus în curte sau grădină și împrăștiat la plante care pot folosi această sare ca îngrășământ chimic.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1 Materiale necesare în timpul experimentului.

Fig. 2 Soluţia după adăugarea azotatului de amoniu.

Fig. 3 Temperatura la cel mai scăzut nivel termic.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. https://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_nitrate

SOLUȚII SUPRASATURATE

PREZENTARE GENERALĂ

A fost odată ca niciodată, a fost odată o fetiță ca a primit de la Moș Crăciun un cadou care i s-a părut foarte interesant: o inimioară roz, de jucărie, moale și care avea un lichid înăuntru. Utilitatea cadoului a aflat-o când a ieșit afară la săniuș. I s-a spus că dacă îi este frig să apese inimioara, să și-o pună înapoi în buzunar și să-și țină mâinile acolo. Zis și făcut! După o vreme, simțind că mâinile îi suferă de frig a apăsat inimioara. Aceasta a început să aibă o consistență fermă și să se încălzească. Mare i-a fost mirarea. Parcă avea un calorifer mic în buzunar care ținea cald minute în șir. Și surpriză și mai mare… dacă o ducea acasă și o punea în apă fierbinte redevenea moale din nou și putea să o folosească iar pe post de sursă portabilă de căldură. [1]

Mai târziu a început să pună întrebări. Prima dată sieși, apoi profesorului de chimie. Acolo a aflat că inima de jucărie … vezi secțiunea *Explicații*.

Soluții suprasaturate ale anumitor săruri pot fi folosite în practica medicală pentru a genera căldură care să țină cald răniților până când aceștia ajung în siguranță la spital. Principiul este simplu: o soluție suprasaturată când intră în contact cu cristalele proprii generează cristalizarea în masă a întregii soluții procesul fiind exoterm, căldura degajată fiind folosită în practica medicală.

PROCEDURA EXPERIMENTALĂ

Luați un pahar Berzelius (de preferabil nou ca să nu fie zgâriat). Spălați-l cu atenție, adăugați 125 g de acetat de sodiu trihidrat (CH_3-$COONa \cdot 3H_2O$) și 30 mL apă.[2] Încălziți amestecul până când observați că s-a format o soluție limpede (aprox. 80-90°C). Dacă deasupra soluției, pe marginea interioară a paharului puneți în evidență un inel de cristale turnați întregul conținut al vasului într-un alt pahar curat, de același volum. Acoperiți paharul cu o sticlă de ceas și lăsați soluția să se răcească. Observați că soluția rămâne incoloră și limpede chiar și răcită la temperatura camerei. Măsurați temperatura soluției. Adăugați un mic cristal de acetat de sodiu soluției respective și observați comportamentul acesteia. Măsurați din nou temperatura mediului și notați observațiile experimentale. Creșterea temperaturii justifică folosirea acestei soluții în domeniul medical, dispozitivele respective purtând numele de *Hot Pack* sau comprese calde.

Un alt reactiv care servește la realizarea compreselor calde de tip Hot Pack este tiosulfatul de sodiu pentahidrat $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$. Luați un alt pahar Berzelius de 200 mL (de preferință unul nou) și umpleți-l cu

tiosulfat de sodiu pentahidrat $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$. Încălziți ușor sarea observând că pe măsură ce crește temperatura, sarea se dizolvă în propria apă de cristalizare generând o soluție limpede, saturată la 90°C. [2] Lăsată să se răcească soluția devine suprasaturată și cristalizează în masă dacă în aceasta se aruncă un singur cristal de tiosulfat de sodiu care să "însămânțeze soluția". Cristalizarea în masă crește temperatura amestecului la 42°C.

Ambele pahare cu soluții sau cristale pot fi reîncălzite pentru ulterioare demonstrații pentru elevi. Dacă vasele sunt noi și se împiedică pătrunderea prafului, soluțiile suprasaturate sunt stabile timp de ordinul săptămânilor.

FRAZE ȘI SIMBOLURI DE RISC

Nu se pun în evidență fraze de risc pentru reactivii folosiți. Aceștia pot fi reutilizați în repetate rânduri. Respectați doar principiile de bază ale manipulării reactivilor în laboratorul de chimie.

ECUAȚIA REACȚIEI CHIMICE

$$Na^+_{(aq)} + CH_3\text{-}COO^-_{(aq)} + 3\ H_2O_{(l)} \text{ ---> } CH_3\text{-}COONa * 3H_2O_{(s)}$$

$$2\ Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + 5\ H_2O_{(l)} \text{ ---> } Na_2S_2O_3 * 5\ H_2O_{(s)}$$

CONCLUZII

Jucărioara fetiței din poveste era umplută cu un amestec de apă și acetat de sodiu care formează o soluție saturată la 90°C și care, la răcire, devine suprasaturată. Pocnirea unei lamele metalice din interior generează centre de cristalizare care "însămânțează soluția" generând cristalizarea în masă (ceea ce face inimioara să fie fermă) însoțită de creșterea temperaturii până la aproximativ 36-38°C. În tehnica medicală o compresă caldă este alcătuită din două compartimente izolate unul de celălat și izolate de exterior. Unul conține o soluție suprasaturată de acetat de sodiu iar celălalt, mai mic, conține o cantitate mică de acetat de sodiu solid. Prin strângere, compartimentul cu soluție se sparge, soluția eliberată se amestecă cu cristalele din celălalt compartiment generându-se cristalizarea în masă cu creșterea temperaturii exact la nivelul la care trebuie … 36-38°C.

Căldura de cristalizare pentru acetatul de sodiu trihidrat este -19,7 kJ/mol iar a tiosulfatului de sodiu chiar mai mare (-48 kJ/mol). Acesta explică de ce acetatul de sodiu se încălzește doar la 36-38°C în timp ce tiosulfatul de sodiu se încălzește la 48°C în timpul cristalizării. Uneori aceste procese sunt folosite pentru încălzirea rațiilor de mâncare pentru soldați în timpul misiunilor. Pescarii de asemenea folosesc astfel de dispozitive în același scop.

MANAGEMENTUL DEȘEURILOR

Procesul de cristalizare si dizolvare la cald se poate repeta astfel că nu se pune problema eliminării reactivilor. Trebuie doar să rețineți să păstrați soluțiile curate, fără praf.

IMAGINI DIN TIMPUL EXPERIMENTULUI

Fig. 1, 2 Eliberare de căldură la cristalizarea acetatului de sodiu CH_3-COONa.

Fig. 3, 4 Eliberare de căldură la cristalizarea tiosulfatului de sodiu $Na_2S_2O_3$. Această sare are deseori capacitatea de a genera monocristale voluminoase foarte apreciate de iubitorii de sisteme de cristalizare.

REFERINȚE BIBLIOGRAFICE

1. Harwood R.; Lodge I.; *Cambridge IGCSE Chemistry Coursebook, 4th edition;* Cambridge University Press, Cambridge; 2015, p. 176
2. Bassam Z. Shakhashiri; *Chemical Demonstrations: A Handbook for Teachers of Chemistry*, Volume 1; The University of Wisconsin Press, 1983, p. 27 & p. 31 & p.36

CUPRINS

AMESTECURI OMOGENE ȘI ETEROGENE .....6 (GR)

SEPARAREA COMPONENȚILOR UNUI AMESTEC PRIN EVAPORARE .....8 (GR)

SEPARAREA COMPONENȚILOR UNUI AMESTEC PRIN CROMATOGRAFIE.....10 (GR)

SEPARAREA COMPONENȚILOR UNUI AMESTEC PRIN EXTRACȚIE.....12 (GR)

SEPARAREA COMPONENȚILOR UNUI AMESTEC PRIN FILTRARE .....14 (GR)

SOLUBILITATEA GRĂSIMILOR..... 16 (TR)

LEGEA LUI LAVOISIER APLICATĂ LA REACȚIA DE DINTRE HCL ȘI NA_2CO_3..... 18 (NL2)

LEGEA LUI LAVOISIER APLICATĂ LA SINTEZA SULFURII DE FIER ..... 20 (TR)

MĂSURAREA CONȚINUTULUI DE ALCOOL A UNOR BĂUTURI ALCOOLICE.....23 (GR)

DISTILAREA VINULUI ROȘU 25 (NL2)

IDENTIFICAREA CO_2 ȘI O_2 .....27 (GR)

FABRICAREA SĂPUNULUI..... 30 (TR)

SUBLIMAREA ȘI DIZOLVAREA IODULUI .....33 (AT)

DETECTAREA APEI PRIN UTILIZAREA SULFATULUI DE CUPRU (II)..... 35 (NL1)

UN RECIPIENT GOL… CUM SĂ PRODUCEM SAREA? 38 (NL1)

RELAȚIA DINTRE $[OH^-]$ ȘI PH 43 (NL1)

SEPARAREA AMESTECULUI ÎN CAZUL BĂUTURII COCA–COLA (COKE)® .....45 (AT)

REDUCEREA ȘI OXIDAREA SUBSECVENTĂ A ALBASTRULUI DE METILEN (II).....49 (AT)

CERNELURI INVIZIBILE.....52 (AT)

CERNELURI INVIZIBILE FOLOSIND COMPLECȘI AI FIERULUI (III) ..... 53 (RO)

EXPERIMENTUL STICLEI ALBASTRE.....57 (AT)

SEMAFOR: ROȘU, GALBEN, VERDE.....60 (AT)

ȘARPELE FARAONULUI.....62 (AT)

LUMÂNĂRI COMESTIBILE.....64 (AT)

ȘAPTE CULORI ÎNTR-UN SINGUR AMESTEC .....66 (AT)

DETERMINAREA CONȚINUTULUI APEI DE CRISTALIZARE ÎN $CUSO_4 \cdot 5H_2O$ .....68 (GR)

DETERMINAREA CONȚINUTULUI APĂ DE CRISTALIZARE DIN CRISTALOHIDRAȚI ... 70 (RO)

REACTIVI DE BAZĂ PENTRU APĂ, DIOXID DE CARBON ŞI DIOXID DE SULF 72 (NL2)

ULEIUL ÎNCINS NU SE STINGE CU APĂ 74 (NL2)

POATE FI MAGNEZIUL COMBUSTIBIL? 76 (NL2)

VARIAȚIA CARACTERULUI METALIC ÎN GRUPA 1 LI, NA, K ..... 78 (RO)

VARIAȚIA CARACTERULUI METALIC ÎN PERIODA 3 - NA, MG, AL ..... 82 (RO)

REACŢIA METALELOR CU APA – STUDIU COMPARATIV ..... 87 (AT)

REACȚIA METALELOR CU OXIGENUL ..... 89 (RO)

ELEMENTELE GALVANICE ŞI POTENŢIALUL ELECTROCHIMIC ..... 92 (AT)

COMPARAREA REACTIVITĂȚII CUPRULUI ȘI ARGINTULUI ..... 95 (GR)

COMPARAREA REACTIVITĂȚII CUPRULUI CU A FIERULUI ..... 97 (GR)

REACȚIA METALELOR CU ACIZII ..... 99 (GR)

REACȚIILE ACIDO-BAZICE 101 (NL1)

REACȚIA ÎN FLACĂRĂ ..... 104 (RO)

DE CE POARTĂ TALIUL ACEST NUME ?!? ..... 107 (RO)

REACȚIA DINTRE ACIDUL SULFURIC ȘI SODIU ..... 110 (RO)

SINTEZA CLORURII DE SODIU DIN ELEMENTE ..... 113 (AT)

REACȚIA SODIULUI CU SULFUL ..... 115 (RO)

REACŢIA FIERULUI CU SULFUL ..... 118 (AT)

REACȚIA ZINCULUI CU SULFUL ..... 120 (RO)

REACȚIA ALUMINIULUI CU IODUL ..... 123 (RO)

REACȚIA MAGNEZIULUI CU IODUL ..... 126 (RO)

ARDEREA HIDROGENULUI ..... 129 (AT)

REACŢIA FOTOCHIMICĂ A CLORULUI CU HIDROGENUL ..... 132 (AT)

PRODUCEREA ACIDULUI FOSFORIC DIN FOSFOR ROȘU 135 (NL1)

PRECIPITAREA IONILOR HALOGENURĂ ..... 137 (AT)

PRECIPITAREA IONILOR METALELOR ALCALINO-PĂMÂNTOASE CU SULFATUL DE SODIU ..... 139 (AT)

PLOAIA DE AUR.....141 (RO)

FÂNTÂNA DE AMONIAC (NH_3) .....144 (GR)

FÂNTÂNA DE ACID CLORHIDRIC.....146 (GR)

BANDELETE NITRAT/NITRIT PENTRU ANALIZA CALITĂȚII APELOR.....148 (RO)

IDENTIFICAREA GAZELOR DE COMBUSTIE..... 150 (NL1)

CE FEL DE PRODUSE EXPIRĂM?..... 153 (NL1)

AMESTECURI RĂCITOARE..... 156 (AT)

REACȚII ENDOTERME.....158 (RO)

SINTEZA REACTIVULUI SCHWEIZER .....161 (RO)

SINTEZA REACTIVULUI NESSLER ȘI IDENTIFICAREA IONILOR NH_4^+ .....163 (RO)

TERMOCROMISMUL COMPUȘILOR .....167 (RO)

SOLUBILIZAREA HIDROXIDULUI DE ALUMINIU CU EXCES DE BAZE.....170 (RO)

SOLUBILIZAREA HIDROXIDULUI DE ZINC CU EXCES DE HIDROXID DE SODIU ..... 173 (TR)

STINGEREA UNEI FLĂCĂRI CU AJUTORUL DIOXIDULUI DE CARBON..... 175 (AT)

REACȚIA ALUMINOTERMICĂ..... 177 (AT)

MONEDE DIN AUR ..... 180 (AT)

EXPERIMENTE CU AZOT LICHID..... 182 (AT)

DESCOMPUNEREA TRIIODURII DE AZOT .....184 (RO)

GRAVAREA STICLEI CU ACID FLUORHIDRIC ..... 187 (TR)

VULCANUL CHIMIC .....190 (RO)

GRAVAREA UNEI SUPRAFEŢE METALICE 192 (NL2)

REDUCEREA OXIDULUI DE CUPRU FOLOSIND CARBON 194 (NL2)

CRACAREA PARAFINEI 196 (NL1)

EXPLOZIA GAZELOR NATURALE ÎNTR-O CONSERVĂ 200 (NL1)

SINTEZA ŞI ARDEREA ETINEI (ACETILENEI)..... 202 (AT)

EXPLOZIA ACETILENEI (2) 204 (NL2)

BROMURAREA FOTOCHIMICĂ, RADICALICĂ, A HEXANULUI..... 206 (AT)

BROMURAREA ALCHENELOR ..... 208 (AT)

REACȚIA DINTRE ACETILENĂ ȘI CLOR ..... 210 (AT)

SINTEZA ACETILURII DE ARGINT .....213 (RO)

SINTEZA ACETILURII DE CUPRU(I).....216 (RO)

FERMENTAȚIA ALCOOLICĂ ȘI DISTILAREA ..... 219 (AT)

PREPARAREA VINULUI ÎN CASĂ 222 (NL1)

SINTEZA ESTERILOR METILICI AI ACIDULUI BORIC .....224 (RO)

PROPRIETĂȚILE CHIMICE ALE ACIZILOR CARBOXILICI ..... 227 (TR)

DESHIDRATAREA ZAHAROZEI CU H_2SO_4 .....230 (RO)

REACȚIA ZAHAROZEI CU AZOTATUL DE POTASIU .....232 (RO)

OXIDAREA ZAHAROZEI CU CLORAT DE POTASIU SAU CUM SĂ PRĂJEȘTI UN URSULEȚ GUMAT .....234 (RO)

IDENTIFICAREA AMIDONULUI DIN PÂINE ȘI DIN CARTOFI.....236 (GR)

OBȚINEREA OGLINZII DE ARGINT .....238 (GR)

REACȚIA FEHLING A ZAHARIDELOR REDUCĂTOARE .....241 (GR)

SINTEZA ȘI ARDEREA NITROCELULOZEI ..... 243 (AT)

DIZOLVAREA CELULOZEI ÎN REACTIV SCHWEIZER.....245 (RO)

DIZOLVAREA AMINOACIZILOR HIDROFOBI ÎN APĂ ..... 248 (TR)

DENATURAREA PROTEINELOR .....250 (RO)

REACȚIA BIURETULUI .....253 (RO)

REACȚIA XANTOPROTEICĂ.....257 (RO)

PRODUCEREA BRÂNZEI GOUDA 260 (NL1)

TESTUL CU CLORURA FERICĂ PENTRU IDENTIFICAREA FENOLILOR.....263 (RO)

IDENTIFICAREA MASELOR PLASTICE PE BAZA DENSITĂȚII ȘI A TESTULUI BEILSTEIN .....266 (AT)

SINTEZA FENOLFTALEINEI ..... 269 (AT)

SINTEZA ASPIRINEI..... 273 (NL2)

PRODUCEREA BIODIESELULUI DIN ULEI DE FLOAREA SOARELUI 275 (NL1)

REDUCEREA EFICIENŢEI DETERGENTULUI/ SĂPUNULUI SUB ACŢIUNEA APEI DURE 278 (NL2)

SINTEZA NYLONULUI..... 280 (NL2)

DETERMINAREA CONȚINUTULUI DE OXIGEN DIN AER CU AJUTORUL UNEI LUMÂNĂRI APRINSE..... 282 (NL1)

DETERMINAREA CONȚINUTULUI DE OXIGEN DIN AER (PIROLIZĂ)..... 285 (NL1)

REACȚIA HALOFORMULUI.....288 (GR)

PURIFICAREA ACIDULUI BENZOIC PRIN SUBLIMARE ..... 290 (TR)

DETERMINAREA PROCENTULUI DE CARBON DIN ZAHĂR (PIROLIZĂ)..... 292 (NL1)

DETERMINAREA PROCENTULUI DE CARBON DIN ZAHĂR (DESHIDRATARE)..... 294 (NL1)

DETERMINAREA DURTĂȚII APEI PRIN METODE TITRIMETRICE.....297 (RO)

IDENTIFICAREA IONILOR DE ARGINT CU IONI CROMAT.....300 (RO)

TITRAREA IONILOR CLORURĂ CU AZOTAT DE ARGINT .....303 (RO)

DETECTAREA IONILOR PRIN REACȚII DE PRECIPITARE..... 306 (NL1)

COMPLECȘI AI FIERULUI CU IONUL TIOCIANAT .....308 (RO)

PRIMUL PIGMENT MODERN DE SINTEZĂ *ALBASTRUL DE PRUSIA*.....311 (RO)

IDENTIFICAREA NICHELULUI CU DIMETILGLIOXIMĂ.....314 (RO)

ÎNDEPĂRTAREA IONILOR DE FOSFAT 317 (NL2)

MĂSURAREA PH-ULUI SOLUȚIILOR CU BANDELETE INDICATOARE.....319 (GR)

DETERMINAREA PH-ULUI CU AJUTORUL SOLUȚIILOR DE INDICATORI ACIDO-BAZICI ...321 (GR)

UTILIZAREA INDICATORILOR..... 324 (NL1)

TITRAREA CA OPERAȚIA DE ANALIZĂ CANTITATIVĂ..... 326 (NL1)

TITRAREA ACIDULUI FORMIC CU HIDROXID DE SODIU.....330 (RO)

TITRAREA PERMANAGANOMENTRICĂ A UNEI SOLUȚII DE FE (II) ..... 333 (TR)

TESTUL DE ALCOOLEMIE 336 (NL1)

TITRAREA ACIDULUI FOSFORIC CU BAZE ALCALINE.....339 (RO)

EFECTUL TAMPON AL AMINOACIZILOR.....343 (RO)

REACȚIA OXIDULUI DE CUPRU(II) CU ALCOOLII.....347 (RO)

DETERMINAREA SPECTROFOTOMETRICĂ A NITRIȚILOR NO_2^- DIN APE.....350 (RO)

DETERMINAREA SPECTROFOTOMETRICĂ A IONULUI AMONIU NH_4^+ DIN APE.....353 (RO)

DETERMINAREA SPECTROFOTOMETRICĂ A SULFAȚILOR DIN APĂ .....356 (RO)

DETERMINAREA CLORURILOR ÎN APĂ PRIN TITRARE CU AZOTAT DE MERCUR $HG(NO_3)_2$ .....359 (RO)

DETERMINAREA CONCENTRAȚIEI SULFIȚILOR DIN APĂ.....361 (RO)

DETERMINAREA REFRACTOMETRICĂ A ZAHAROZEI DIN BĂUTURI.....364 (RO)

DETERMINAREA REFRACTOMETRICĂ A CONȚINUTULUI DE ZAHĂR DIN FRUCTE ..367 (RO)

DETERMINAREA REFRACTOMETRICĂ A ZAHĂRULUI DIN VINURI .....369 (RO)

IDENTIFICAREA MIERII CONTRAFĂCUTE..... 371 (TR)

IZOLAREA ADN DIN CEAPĂ..... 374 (TR)

INFLUENŢA TEMPERATURII ASUPRA VITEZEI REACŢIEI DINTRE MG ŞI HCL..... 377 (NL2)

INFLUENŢA CONCENTRAŢIEI ASUPRA VITEZEI REACŢIEI DINTRE MG ŞI HCL 379 (NL2)

INFLUENŢA REACTIVILOR ASUPRA VITEZEI REACŢIEI..... 381 (NL2)

INFLUENȚA GRANULAȚIEI REACTANȚILOR ASUPRA VITEZEI DE REACȚIE.....383 (RO)

INFLUENŢA CATALIZATORILOR ASUPRA VITEZEI DE REACŢIE 386 (NL2)

REACȚIA AUTOCATALITICĂ .....388 (RO)

CONDUCTIBILITATEA ELECTRICĂ A DIFERITELOR MATERIALE..... 391 (NL1)

A DIFERITELOR SOLUȚII DE SĂRURI 394 (NL1)

CONDUCTIBILITATEA ELECTRICĂ A ACIDULUI ACETIC PUR ȘI SOLUȚIE..... 397 (NL1)

CONDUCTIBILITATEA ELECTRICĂ A ACIDULUI CLORHIDRIC VS. ACID ACETIC 399 (NL1)

ELECTROLIZA APEI..... 401 (TR)

SOLUBILITATEA SĂRURILOR ÎN APĂ – DIAGRAMA SOLUBILITĂȚII 403 (NL1)

ECHILIBRUL OMOGEN DINTRE NO_2 ȘI N_2O_4 ..... 406 (NL1)

CELULA GALVANICĂ DANIELL..... 408 (NL1)

BATERIE DIN LĂMÂIE 411 (NL1)

BATERIA DIN MĂR 414 (NL2)

CELULE GALVANICE CU DIFERITE FRUCTE ȘI LEGUME..... 416 (TR)

ENERGIA DEGAJATĂ LA ARDEREA ARAHIDELOR..... 419 (NL1)

EXTRACȚIA ULEIULUI DE ARAHIDE CU ACETONĂ..... 422 (NL2)

MĂSURAREA VITEZEI DE OXIDARE A FIERULUI..... 424 (NL2)

GRADUL DE DIFUZIE A IONILOR ÎN APĂ 426 (NL2)

AGENȚI TENSIOACTIVI 428 (NL2)

AMESTECURI RĂCITOARE - PROCESUL DIN SPATELE COMPRESELOR RECI 430 (NL2)

SOLUȚII SUPRASATURATE.....432 (RO)

CUPRINS 435

Erasmus+

Acest proiect a fost finanțat cu sprijinul Comisiei Europene prin Programul **Erasmus+**

Această publicație reflectă numai punctul de vedere al autorilor și Comisia nu este
responsabilă pentru eventuala utilizare a informațiilor pe care le conține

9 789730 240030